

Pedro tiene química en/con agronomía. ¿Tenemos que estudiar química en Agronomía?

María Cecilia Puppo
Edgardo Rubén Donati

n
naturales

FACULTAD DE
CIENCIAS AGRARIAS Y FORESTALES

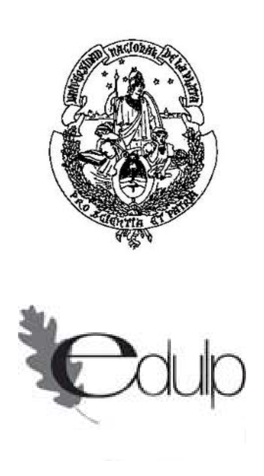




PEDRO TIENE QUÍMICA CON/EN AGRONOMÍA

¿TENEMOS QUE ESTUDIAR QUÍMICA EN AGRONOMÍA?

María Cecilia Puppo y Edgardo Rubén Donati



2013

Puppo, María Cecilia
Pedro tiene química con/en agronomía : ¿tenemos que estudiar química en agronomía? / María Cecilia Puppo y Edgardo Rubén Donati. - 1a ed. - La Plata : Universidad Nacional de La Plata, 2013.
E-Book.

ISBN 978-950-34-0966-4

1. Química. 2. Agronomía. 3. Enseñanza Universitaria. I. Donati, Edgardo Rubén II. Título
CDD 540.711

Fecha de catalogación: 12/06/2013

Diseño de tapa: Dirección de Comunicación Visual de la UNLP





Universidad Nacional de La Plata – Editorial de la Universidad de La Plata

47 N.º 380 / La Plata B1900AJP / Buenos Aires, Argentina
+54 221 427 3992 / 427 4898
editorial@editorial.unlp.edu.ar
www.editorial.unlp.edu.ar

Edulp integra la Red de Editoriales Universitarias Nacionales (REUN)

Primera edición, 2013
La Plata, Buenos Aires, Argentina
ISBN 978-950-34-0966-4

Pedro tiene *Química* con en Agronomía

¿Tenemos que estudiar Química en Agronomía?

María Cecilia Puppo

Edgardo Rubén Donati



María Cecilia Puppo. Doctora en Ciencias Químicas de la UNLP. Profesora Titular de Química General e Inorgánica de la Facultad de Ciencias Agrarias y Forestales. Es Investigadora Independiente de CONICET y desarrolla sus tareas de investigación en el CIDCA en el área de Tecnología de Alimentos, específicamente en Productos de Panificación Saludables. Ha dirigido proyectos de investigación y publicado numerosos artículos de la especialidad a nivel nacional e internacional.

Edgardo Rubén Donati. Doctor en Ciencias Químicas de la UNLP. Profesor Titular de Introducción a la Química y Química General de la Facultad de Ciencias Exactas. Es Investigador Principal de CONICET y Director del CINDEFI. Además de sus investigaciones en el área de la Biominería y la Biorremediación de Metales Pesados, ha publicado libros y numerosos artículos sobre la enseñanza de las ciencias y ha dictado charlas y cursos sobre el mismo tema, a nivel nacional e internacional.

A mi padre, Don Puppo, por hacernos reír mucho a ambos en tantas oportunidades.

A todos nuestros afectos que compartieron los años de vida que recorrimos juntos.

A todos los alumnos que con sus dudas e inquietudes, nos han enfrentado a nuestras propias dudas y generado la inquietud de aportar este granito de arena.

"El conocimiento es como el fuego, que primero debe ser encendido por algún agente externo, pero que después se propaga por sí solo (Laurece Sterne, 1713-1768)." Este libro pretende ser un fósforo en tu carrera universitaria.

AGRADECIMIENTOS

A la UNLP y en especial a la Facultad de Ciencias Agrarias y Forestales por brindar el espacio para el trabajo docente.

PRESENTACIÓN

–Decime Pedro, ¿qué es la Química para vos?

–La Química... es una ciencia que, bajo el formato de asignatura de secundaria, es una herramienta de tortura para incautos adolescentes...

–¿Sí? ¿Es para tanto?

–¡Bueno... es una manera de decir! A mí me ha resultado algo difícil de entender y casi que no me di cuenta de para qué sirve.

–¿Sabrás que en Agronomía la Química es importante?

–Sí, ya sé. Eso me han dicho y, realmente... estoy preocupado. Muy preocupado...

Esta esencia preuniversitaria de Pedro es de mi exclusiva y arbitraria imaginación. Pero, creo yo, es esa postura la que más puede motivar a un docente interesado en su tarea. Por un lado, ¿qué puede ser peor que un aula repleta de esos Pedros? O, por otro lado: ¿hay algo mejor que eso? La Química no goza de simpatía, ni en las aulas ni en la sociedad. De manera que la empresa de enseñarla es una tarea para la que no podemos suponer haya un fuerte atractivo previo. Y sí: se trata de un auténtico desafío. Es muy sabido que no depende solo del arte del docente, y que la participación del alumno es imprescindible. Pero también, digámoslo así, el docente podría con suma facilidad no estimular en lo más mínimo alguna actitud positiva hacia la Química. Tampoco podemos obviar el hecho de que el aprendizaje de esta asignatura requiere superar con éxito el manejo de no menos de tres niveles de representación/interpretación: macroscópico (experimental-sensorial), sub-microscópico (atómico-molecular) y el simbólico (lo que se escribe en “el papel”). Los abusos del empleo de este último nivel en reemplazo (y desmedro) de los otros se encuentran en los peores diseños de enseñanza.

Y así es que la Química puede hacer que el alumno se sienta extraño, es decir, ajeno a su naturaleza. Como se puede sentir aquel que se ve forzado a incorporarse a una sociedad cuya cultura es diferente.

Con todo esto en mente, el (buen) docente de Química busca enfoques que acerquen la Química a los alumnos de una manera amigable e interesante.

Un ejemplo de esto es *Pedro tiene Química con/en Agronomía*. En él Puppo y Donati muestran comprender una realidad y actúan hábilmente sobre ella.

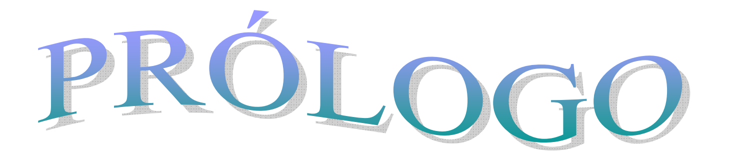
Pedro tiene Química con/en Agronomía es un texto de lectura fácil y amena, que permite articular el secundario con la universidad. Su estructura tiene en cuenta las dificultades de aprendizaje mencionadas, ya que el inicio de cada capítulo contempla el aspecto de la motivación mediante una ambientación cotidiana-agronómica que tiene a Pedro como protagonista, y en la que se plantea una inquietud. Luego el desarrollo formal de un conjunto clave de conceptos es el preludio para el cierre del capítulo, en el que la inquietud se ve resuelta, y el panorama se ve ampliado a concepciones específicas del ámbito agronómico. Luego, los ejercicios y problemas de final de capítulo, en su mayoría, también están adecuados al contexto académico futuro de Pedro. El desarrollo conceptual se nutre de explicaciones fundadas en imágenes que presentan los aspectos macroscópicos, y simpáticas ilustraciones y esquemas que facilitan el proceso de abstracción de los aspectos sub-microscópicos. Me animo a decir que *Pedro tiene Química con/en Agronomía* es una introducción básica a una Química Agronómica con la que auguro un buen "con" y un exitoso "en" para Pedro.

Julio Andrade Gamboa

San Carlos de Bariloche, diciembre de 2012

ÍNDICE DE CAPÍTULOS Y TEMAS





PRÓLOGO



En nuestra tarea como docentes de Química de los primeros años de esta Universidad, hemos podido comprobar la heterogeneidad de los alumnos que ingresan a las distintas carreras. Esa heterogeneidad se manifiesta en los conocimientos específicos de las disciplinas, en las herramientas metodológicas relevantes para un aprendizaje significativo y también en aspectos culturales y de motivación intrínseca. Esta desigualdad previa es un escollo relevante para muchos alumnos, con condiciones para ser excelentes profesionales, que se ven desbordados en los primeros tramos de los cursos disciplinares, llevándolos en muchos casos a la frustración y al abandono prematuro de los estudios universitarios. Es nuestro convencimiento que una universidad abierta, inclusiva, y que se proponga contener y formar nuevos profesionales que respondan a las necesidades de la sociedad, debería atender y corregir estas heterogeneidades en función de garantizar verdaderas y amplias oportunidades a todos los ingresantes.

Dentro de esa problemática general, una situación particular la provoca el estudio de la Química en aquellas carreras como la Agronomía que, aunque no la tienen como eje primordial, la requieren para alcanzar una mirada más profunda y que otorgue mayor capacidad de control y de decisión sobre los

fenómenos estudiados. La falta de una motivación intrínseca para el estudio de la Química que los ingresantes a la Facultad de Ciencias Agrarias y Forestales (FCAyF) raramente asocian a sus necesidades e intereses, es un ingrediente que junto a la escasez de contenidos específicos y no específicos y de herramientas metodológicas adecuadas para garantizar el aprendizaje, resulta en una mezcla poco digerible para los ingresantes y responsable de muchos sinsabores y de no pocas deserciones en el primer año de la Universidad.

Enmarcado dentro de esa problemática, este libro aspira a constituir una transición adecuada, un pasaporte de amplio espectro, para facilitarle al ingresante a la Facultad de Ciencias Agrarias y Forestales la inserción menos traumática y más eficiente para la Química de los primeros años. Para ello el libro atenderá la motivación para el aprendizaje de la Química dentro de las ciencias agronómicas y simultáneamente trabajará las herramientas metodológicas encuadradas dentro del constructivismo utilizando para ellos contenidos mínimos que usualmente son solo parcialmente (o rápidamente) discutidos durante los cursos regulares de Química. En cada capítulo se hará una introducción simple de algunos conceptos sacrificando en algunos casos, la formalidad rigurosa por una comprensión intuitiva inicial de los temas que permita la incorporación de los mismos en la esfera de conocimientos de los alumnos. Por esa razón, hay cierta recurrencia sobre cada tema, con diferentes enfoques, para garantizar diferentes canales de llegada a los conceptos. También, atendiendo a la posibilidad de que los capítulos se lean independientemente, algunos conceptos de capítulos anteriores se han vuelto a discutir (generalmente desde otra óptica) para permitir una primera lectura sin necesidad de leer con detalle los capítulos anteriores.

Este libro está dirigido al Curso de Nivelación en Química y a la asignatura Química General e Inorgánica dentro de la FCAyF y, dada la posibilidad de su acceso vía internet a través del Aula Virtual, podría constituir el hilo conductor de estudios a distancia previos al ingreso a la universidad. Del mismo modo, el uso de este libro podría ser extendido sin mayores dificultades, incluso sin modificaciones, para los cursos de Química de los colegios de la Universidad y

también para otros cursos de nivelación y algunas materias básicas de Química en Facultades como Ciencias Exactas, Veterinaria, Ciencias Naturales, entre otras, de esta misma Universidad.

En síntesis, creemos que este libro de Química de simple lectura y motivador, cubre un espacio prácticamente no cubierto por la bibliografía existente y puede constituir una bisagra entre el nivel secundario y el universitario. En su estructura se prioriza la motivación hacia las carreras de Agronomía/Forestal e incorpora elementos que exploran y desarrollan herramientas metodológicas a través de contenidos disciplinares elementales de Química, indispensables para éstas e incluso para muchas otras carreras de esta Universidad.

Dra. María Cecilia Puppo

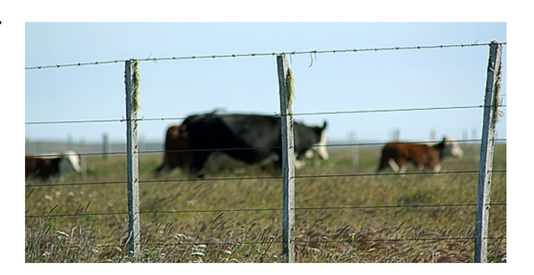
Dr. Edgardo Rubén Donati

CAPÍTULO 1



LAS UNIDADES DE MEDIDA

Pedro se despierta temprano y se apura para acompañar a su padre en el desayuno. Sabe que saldrán bien temprano hacia el campo y éste es uno de los últimos días del verano justo antes de que Pedro empiece el primer año en la Facultad de Ciencias Agronómicas donde se inscribió. Es un día soleado y Pedro disfruta del pasaje campestre. No obstante, nota a su padre preocupado porque tiene varias tareas para realizar durante la mañana. Pedro le ofrece su ayuda y el padre acepta inmediatamente. Le dice que su tarea será dividir uno de los campos en 4 parcelas iguales debido a que debe realizar una rotación de actividades. También debe encargarse de decidir cuántos rollos de alambre serán necesarios para rodear cada una de las parcelas.



Pedro se baja de la camioneta al llegar al campo y solo recibe como instrucciones que las parcelas deben ser cuadradas y de 100 hectáreas cada una; además le dice que alrededor del campo hay marcas cada kilómetro y que los rollos de alambre son de 1000 metros y que debe considerar 3 vueltas del mismo para armar el alambrado.

Apenas Pedro se queda solo en el medio del campo, siente un sudor frío porque le parece que la tarea lo excede ampliamente: ¡no tiene idea de cómo comenzar! Afortunadamente, había llevado consigo la mochila y dentro de ella, por las dudas, había colocado un librito que probablemente podría servir.

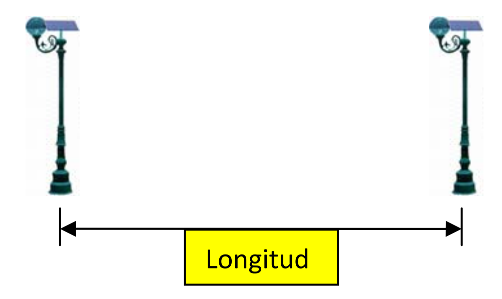
Luego de varias lecturas del índice, decide que el capítulo sobre “magnitudes y unidades” podría ser el más adecuado para resolver el problema y decide poner manos a la obra….¡leyendo!.

Pedro, su tarea y las unidades de medida

El libro comienza diciendo que las magnitudes son todo aquello que puede ser medido de algún modo y que para medir cualquier magnitud son necesarias unidades definidas a partir de algún patrón.

Encuentra que tanto el metro (escrito como “m”) como el kilómetro (km) son distintas unidades para medir una magnitud que es la longitud. Pero, ¿qué es la longitud? Es la distancia entre dos puntos, dice el libro y Pedro interpreta que con ello podría medir distancias pero también anchos y largos de objetos y también alturas (si la distancia se mide hacia arriba). Definitivamente esto será necesario al menos para resolver cuánto alambre necesita.





El metro está "definido" pero no lo leyó: ¡él sabe qué es el metro! Lo que no entiende es por qué hay dos unidades diferentes; sigue leyendo y encuentra que hay muchas otras posibilidades para medir longitudes: kilómetros (km), centímetros (cm), milímetros (mm), micrones (µm) y muchas otras.

Pedro rápidamente observa que sólo cambia el prefijo, es decir, que son esencialmente la misma unidad afectada por un prefijo que las hace más grandes (múltiplos) o más chicas (submúltiplos).

Entre los prefijos más importantes están el "kilo" que significa "mil", es decir, que 1 km serían…..1000 m y 5 km serían…..5000 m. Por las dudas, como no es bueno en matemática, Pedro toma la calculadora, que también lleva siempre en la mochila, para hacer la multiplicación; cuando escribe 1000 en la pantalla aparece 1exp03. Lo hizo una vez más y nuevamente obtuvo lo mismo. Ahí recordó que su profesora de matemática se lo había enseñado en algún momento. El librito lo ayudó nuevamente con una pequeña sección denominada "notación científica"; ahí leyó que es una manera cómoda de escribir números grandes o pequeños. Ahí leyó que escribir 1exp01 (como ve en la pantalla de la calculadora) es $1x10^1$ y significa que uno debe "correr" la coma (en este caso "está" detrás del primer 1) un lugar hacia la derecha, es decir, $1x10^1$ es 10, $1x10^2$ es 100, $1x10^3$ es 1000. Definitivamente, es una buena manera de escribir números grandes. ¡Y también pequeños! En este caso, hay que usar exponentes negativos y la coma se "corre" hacia la izquierda. Pedro se entretuvo bastante jugando con la notación científica; dos de los ejemplos fueron 345000000000000000 y 0,000000047. ***¿Cómo los habrá escrito utilizando notación científica?***

Finalmente, recordó que estaba analizando los prefijos y los resumió en su libretita. Eran súper útiles, se pueden usar para acompañar el metro pero también otras unidades que medían otras cosas (aunque Pedro no tenía idea de que eran aún):

1T (tera) = billón de veces (multiplicamos por 1000000000000) = 1000000000000 = 10^{12}

1G (giga) = mil millones más grande (multiplicamos por 1000000000) = 1000000000 = 10^{9}

1M (mega) = millón de veces (multiplicamos por 1000000) = 1000000 = 10^{6}

1K (kilo) = mil veces (multiplicamos por 1000) = 1000 = 10^{3}

1c (centi) = centésima parte (dividimos por 100!!) = 0,01 = 10^{-2}

1m (mili) = milésima parte (dividimos por 1000) = 0,001 = 10^{-3}

1 μ (micro) = millónesima parte (dividimos por 100000) = 0,000001 = 10^{-6}

1 n (nano) = mil millónesima parte (dividimos por 100000000) = 0,000000001 = 10^{-9}

1 p (pico) = billónesima parte (dividimos por 10^{12}) = 10^{-12}

1 f (femto) = mil billónesima parte (dividimos por 10^{15}) = 10^{-15}

1 a (atto) = trillónesima parte (dividimos por 10^{18}) = 10^{-18}

Es fácil escribir:

1 km = 10^{3} m y si despeja m pasando 10^{3} hacia el otro término queda:

1 m = 1 km/10^{3}

Recordando lo que significa la notación científica, inmediatamente encontró que 1/10^{3} es 10^{-3}, entonces:

1 m = 10^{-3} km

Y también:

1 m = 10^{2} cm = 10^{3} mm = 10^{6} μm

Eso le permitió obtener una regla general: si una unidad estaba relacionada con otra (no importaba Cuáles) a través de una potencia de diez, la relación inversa contenía la misma potencia de diez pero cambiada de signo:

1 km = 10^{12} nm

entonces

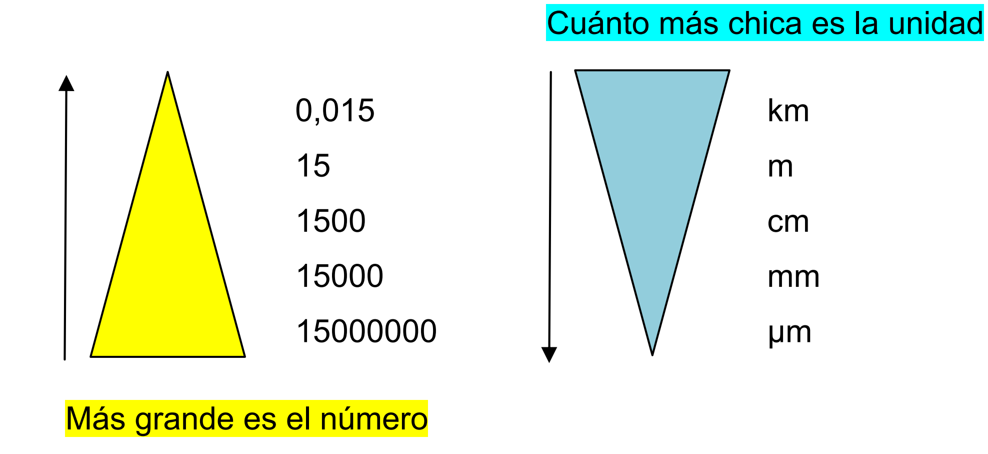
1 nm = 10^{-12} km

Pedro todavía no entiende para que las inventaron (¿será para complicarnos la vida?) si podría medir todo en metros; al instante calcula aproximadamente a cuántos metros está del árbol más cercano y estima que son unos 3 m (usualmente Pedro es muy bueno en eso de estimar) y luego los pasa a las otras 4 unidades (km, cm, mm y nm). ***¿Te animás a hacerlo? Por las dudas te mostramos como hizo en uno de los casos***:

3 m = 3 (10^{-3} km) = 3 x10^{-3} km

Cuando terminó de hacer todas las cuentas, Pedro entendió porque existían los múltiplos y submúltiplos. Si se quiere medir la distancia hasta el árbol cercano, medir en metros da un número "cómodo" (sin usar o apenas usando notación científica) pero si se intenta medir el ancho del libro, seguramente convendría usar una unidad más chica para que el número siga siendo cómodo; del mismo modo, medir la distancia hasta el casco del campo seguramente merecería utilizar un "múltiplo", esto es, una unidad más grande. También comprendió que en realidad podría medir en cualquier múltiplo o submúltiplo pero a medida que elija una unidad "más grande" el número que arrojaría la medida sería cada vez "más pequeño".

La figura que sigue trata de indicar eso para una medida de 1500 cm:



Un ejemplo terminó por convencerlo. La distancia desde su ciudad a la ciudad donde estudia es de 240 km.

240 km

240000 m

24000000 cm

240000000 mm

240000000000 μm

240000000000000 nm

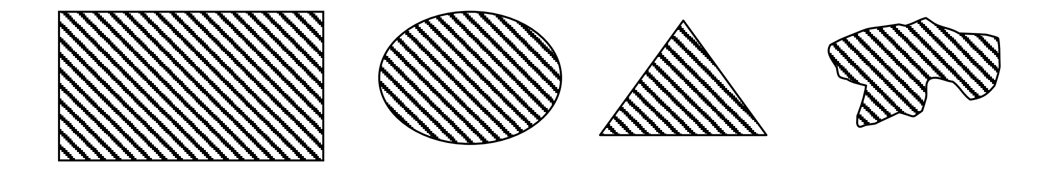
El último número es enorme pero la distancia sigue siendo la misma. También comprendió que era mucho más fácil expresarla en km y, además, apreció lo útil de la notación exponencial: podía poner el último número como $2,4x10^{14}$ nm.

Aunque aprendió mucho, Pedro aún no puede empezar con su tarea. Debe encontrar el significado de "hectárea". Hojea rápidamente el libro y nuevamente encuentra una tabla donde dice:

1 hectárea = 10000 m^2 = 10^4 m^2

El sabe qué es el metro, pero el metro al cuadrado, ¿para qué sirve? El libro decía que es unidad de área o superficie, y a Pedro le quedó claro que eso sirve para medir campos o cualquier superficie.

La definición de área ya no parecía tan sencilla (aunque la longitud se podía usar para medir cosas más complejas) pero claramente se refería a alguna superficie encerrada por algún límite imaginario o no. Pedro pensó en varias formas distintas (la zona rayada sería el área) y pensó que quizás no era tan sencillo obtener el área de cada una de ellas.



Según el libro, en algunos casos el área era muy fácil de calcular; en particular, en los cuadrados y en los rectángulos, el área resulta siempre de un producto de dos medidas de longitud. Por ejemplo, en un cuadrado o en un rectángulo, es lado x lado (en el cuadrado son iguales, y por eso, el área es ¡lado al cuadrado!); en otras figuras, el cálculo del área puede complicarse (***sugerimos que averigües cómo hacerlo en áreas triangulares y en áreas circulares***) pero siempre la unidad es la de longitud elevada al cuadrado.

Por lo tanto, unidades típicas para medir el área podían ser m^2, cm^2, km^2, nm^2, etc. Ahora que Pedro sabía las equivalencias entre las unidades de longitud, quizás no sería tan complicado obtener las correspondientes entre unidades de área.

El libro proponía varios procedimientos para hacerlo pero Pedro se interesó por uno que le pareció más sencillo. Se escribía la relación entre las unidades de longitud deseadas y luego simplemente se las elevaba al cuadrado. A continuación, vemos un ejemplo.

$1\ m = 10^3\ mm$

$(1\ m)^2 = (10^3\ mm)^2$

$1\ m^2 = 10^6\ mm^2$

Para la relación inversa entre las unidades de área, también es válido lo que realizamos para las unidades de longitud, así:

$1\ mm^2 = 10^{-6}\ m^2$

Su padre le había dicho que las parcelas debían ser de 100 hectáreas, es decir $100x10^4\ m^2$ ($1\ ha = 10^4\ m^2$) y, como debían ser cuadrados, esto implica que:

$L^2 = 100x10^4\ m^2 = 10^6\ m^2$ (donde L es el lado del cuadrado)

Despeja L, y para ello saca raíz cuadrada a ambos miembros:

$L = \sqrt{10^6\ m^2} = 10^3\ m$

Y 10^3 m es ¡¡1 km!!

Es decir que cada parcela tiene que tener 1 km de lado.

En ese momento, Pedro se dio cuenta de que también podría haber convertido m^2 en km^2 para no tener que volver a pasar la unidad luego.

Este es el razonamiento que usó Pedro:

$1\ km = 10^3\ m$

Si elevó al cuadrado cada miembro

$(1\ km)^2 = (10^3\ m)^2$

$1\ km^2 = 10^6\ m^2$ (que es el área de una parcela del campo, de modo que el lado sería la raíz cuadrada de 1 km^2 que es 1 km).

Aquí usó varios conceptos que ya sabía, entre ellos, que al elevar una potencia a otro exponente, se multiplican los exponentes.

Además, cada parcela tiene 4 lados, cada uno de 1 km, entonces debería usar 4 km para rodear cada parcela con un hilo de alambre; tres vueltas son 12 km y cada rollo tiene 1000 m, o sea 1 km, por lo cual necesita 12 rollos por parcela y 48 rollos para las 4 parcelas. PROBLEMA RESUELTO!!! ***¿Te animás a "seguir" las cuentas que hizo Pedro y que se detallan arriba? Si te hace falta para ayudarte, hacé un gráfico de las parcelas.***

Cuando el padre llegó, encontró a Pedro disfrutando el paisaje y se sorprendió un poco al ver que había resuelto la tarea exitosamente de modo pero finalmente lo felicitó. En la cena, el padre recordó que Pedro resolvió adecuadamente la tarea y lo hace sentir orgulloso.

Luego, cuando se va a su cuarto, Pedro decide leer la sección de magnitudes y unidades de otro libro que tenía en su casa y que, seguro, le servirá para resolver otros problemas prácticos que se le presenten en algún momento. ***¿Lo acompañás?***

Magnitudes y unidades. Los sistemas de unidades, análisis dimensional e interconversión de unidades

La química, como la física y otras ciencias experimentales, requiere la realización de mediciones en el laboratorio. Para llevar a cabo esas mediciones resultan de particular importancia dos conceptos, a saber:

1.- qué se está midiendo.

2.- qué número ha de asignarse a la medida.

La cabal comprensión de estos conceptos requiere la introducción de los términos: magnitud, dimensión y unidad.

Magnitud

Se llama *magnitud* a todo aquello susceptible a ser medido. También puede decirse que una magnitud es el resultado de una medición, en otras palabras, el resultado de la medición es una *cantidad* de dicha magnitud.

Dimensión

La *dimensión* de una magnitud es, en cambio, la característica de la clase de medida que se efectúa.

Por ejemplo, la cantidad de materia que compone un objeto determinado es, sin dudas, una magnitud. La dimensión correspondiente a esa “cantidad de materia” es la *masa*. A la magnitud “intervalo entre dos hechos sucesivos” le corresponde la dimensión *tiempo.* A una “distancia entre dos puntos”, que es una magnitud puesto que puede ser medida, le corresponde la dimensión *longitud,* etc.

Unidad

La *unidad* de una magnitud es una cantidad de la misma especie a la que se le asigna el valor uno. Tiene como objeto cuantificar una medición, refiriéndola a ese valor unitario elegido como patrón.

Múltiplos y submúltiplos

En ocasiones la unidad elegida resulta inadecuada para expresar el resultado de una medición por resultar demasiado grande o demasiado pequeña. Es en estos casos que se recurre a los múltiplos - si la unidad de medida resulta pequeña frente a la medición efectuada - o a los submúltiplos - si resulta grande -.

Los múltiplos y submúltiplos de la unidad de uso más común se muestran en la tabla siguiente, junto a sus nomenclaturas y simbologías.

Múltiplos y submúltiplos de la unidad

	Denominación	Valor respecto de la unidad	Símbolo
Múltiplos	Giga	1×10^{9}=1.000.000.000	G
	Mega	1×10^{6}=1.000.000	M
	Kilo	1×10^{3}=1.000	K
	Hecta	1×10^{2}=100	H
	Deca	1×10^{1}=10	D
Unidad		1	
Submúltiplos	Deci	1×10^{-1}=0,1	D
	Centi	1×10^{-2}=0,01	C
	Mili	1×10^{-3}=0,001	M
	Micro	1×10^{-6}=0,000001	μ
	Nano	1×10^{-9}=0,000000001	n

Sistemas de unidades. Dimensiones fundamentales y derivadas

Las unidades, a los efectos de su estudio sistemático, se agrupan dando lugar a los sistemas de unidades. Serán objeto de nuestra atención ahora tres de ellos: el sistema c.g.s., el sistema técnico y el sistema internacional.

Cada uno de estos sistemas de unidades tiene tres dimensiones llamadas **fundamentales.** Todas las demás dimensiones, que pueden expresarse a partir de las fundamentales, reciben el nombre de **derivadas.**

Las dimensiones fundamentales de cada sistema, así como sus unidades, se muestran en la tabla siguiente:

Sistema de unidades. Dimensiones y unidades fundamentales

Sistema	Dimensiones fundamentales	Unidades
c.g.s	MASA (M) LONGITUD (L) TIEMPO (t)	gramo masa (g) centímetro (cm) segundo (s)
Técnico	FUERZA (F) LONGITUD (L) TIEMPO (t)	kilogramo fuerza (kgr) metro (m) segundo (s)
Internacional	MASA (M) LONGITUD (L) TIEMPO (t)	kilogramo masa (kg) metro (m) segundo (s)

La introducción de las unidades fundamentales requiere una definición para cada una de ellas.

El *"metro*"- la unidad de longitud en los sistemas técnico e internacional - se define como la distancia entre dos marcas de una barra de platino-iridio que



se encuentra depositada en la Oficina Internacional de Pesas y Medidas de Sevres (Francia). El metro se definió como 1.650.763,73 veces la longitud de onda de la radiación roja del kriptón-86. Actualmente se define metro a la distancia que recorre la luz en el vacío durante un intervalo de 1/299 792 458 de segundo. Obviamente, la longitud correspondiente a 1 cm queda automáticamente definida: 1 cm = 0,01 m.

El *"kilogramo masa",* por su parte, es la masa de un cilindro de platino-iridio depositado en Sevres- y corresponde a la masa de $5,0188 \times 10^{25}$ átomos de carbono 12. El gramo masa es 1/1000 del kg masa.

La unidad de tiempo en los tres sistemas -el *"segundo"*- se define como la 1/86.400 partes del día solar medio (media anual del intervalo transcurrido entre dos culminaciones sucesivas del sol por un mismo meridiano).



El *"kilogramo fuerza "* es la fuerza (veremos más adelante el concepto de fuerza) con que es atraído el patrón de kilogramo masa por la tierra en un lugar de la misma donde la aceleración debida a la gravedad es 9,8 m/s^2 -aceleración normal de la gravedad-. El gramo fuerza es 1/1000 del kilogramo fuerza.

Con estos elementos se está en condiciones de encarar el estudio de las dimensiones y unidades de uso común en el campo de la Química.

Magnitudes de uso común en Química. Dimensiones y unidades en los sistemas internacional, c.g.s. y técnico

Longitud

Es una dimensión fundamental en los tres sistemas. Se la representa por la letra *L* a los efectos del análisis dimensional.

Las unidades de longitud, como ya se ha mencionado, son: el centímetro (cm) en el sistema c.g.s. y el metro (m) en los sistemas técnico e internacional.

Las unidades de longitud pueden ser fácilmente interconvertidas como se muestra en los siguientes ejemplos:

- ¿Cuántos cm hay en 25 m?

Si se recuerda que 1 m = 100 cm, entonces se puede utilizar el factor de conversión: 100 cm/1 m, para responder a la pregunta:

$$25\ \text{m} = 25\ \cancel{\text{m}} \times \frac{100\ \text{cm}}{1\ \cancel{\text{m}}} = 2500\ \text{cm} = 2,5\times10^{3}\ \text{cm}$$

Esta última expresión del resultado corresponde a la forma conocida como ***notación científica*** que consiste en dejar un solo dígito antes de la coma decimal, utilizando luego la correspondiente potencia de 10 para compatibilizar las unidades.

El mismo resultado anterior, en otra forma de notación científica, puede expresarse:

$25\ \text{m} = 2,5\times10^{4}\ \text{mm}$ ó $25\ \text{m} = 2,5\times10^{-2}\ \text{km}$

- ¿Cuántos cm hay en 5 km?

Se utiliza el factor de conversión: 10^{5} cm/1 km

$$5\ \text{km} = 5\ \cancel{\text{km}} \times \frac{10^{5}\ \text{cm}}{1\ \cancel{\text{km}}} = 5\times10^{5}\ \text{cm}$$

A pesar de no pertenecer a ninguno de los tres sistemas en estudio, se deben mencionar por su importancia en el capítulo de *Los elementos y la materia*, tres unidades de longitud: el angstrom (Å), el micrómetro -más comúnmente llamado micrón o micra (μ)- y el nanómetro (nm). A continuación se indican sus relaciones con el metro:

$$1\ \text{Å} = 10^{-10}\ \text{m}$$

$$1\ \mu = 10^{-6}\ \text{m}$$

$$1\ \text{nm} = 10^{-9}\ \text{m}$$

Obviamente, estas unidades también resultan fácilmente interconvertibles, como se ve en el siguiente ejemplo:

¿Cuántos Å hay en 1 nm? ¿y en 1μ?

$$1\ \text{nm} = 1\ \cancel{\text{nm}} \times \frac{10^{-9}\ \cancel{\text{m}}}{1\ \cancel{\text{nm}}} \times \frac{1\ \text{Å}}{10^{-10}\ \cancel{\text{m}}} = 10\ \text{Å}$$

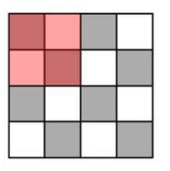
$$1\ \mu = 1\ \cancel{\mu} \times \frac{10^{-6}\ \cancel{\text{m}}}{1\ \cancel{\mu}} \times \frac{10^{10}\ \text{Å}}{1\ \cancel{\text{m}}} = 10^{4}\ \text{Å}$$

Tiempo



Es una dimensión fundamental en los tres sistemas. Se representa por la letra *t*, y su unidad es el segundo (s), definido previamente.

Área



Es derivada en todos los sistemas. Se representa por *S*. Cuando una magnitud se representa entre barras, se está

indicando que a continuación se dan sus dimensiones:

$|S| = L \times L = L^2$

El área tiene dimensiones de L^2 en todos los sistemas. Las unidades correspondientes son: cm^2 en el sistema c.g.s., y m^2 en los sistemas técnico e internacional.

También aquí es fácil advertir que sus unidades son interconvertibles:

¿Cuántos cm^2 hay en 100 m^2?

Se utiliza el factor de conversión adecuado:

$$1\ m^2 = 1\ m \times 1\ m = 1\ \cancel{m} \times 1\ \cancel{m} \times \frac{100\ cm}{1\ \cancel{m}} \times \frac{100\ cm}{1\ \cancel{m}} = 10^4\ cm^2$$

Entonces:

$$100\ m^2 = 100\ \cancel{m^2} \times \frac{10^4\ cm^2}{1\ \cancel{m^2}} = 10^6\ cm^2$$

Volumen

Se representa por *V*. Sus dimensiones son:



$|V| = L \times L \times L = L^3$

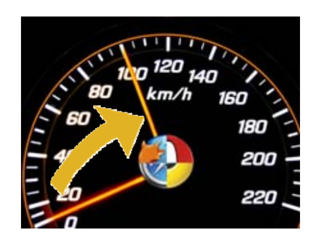
Es derivada en todos los sistemas y sus unidades son: cm^3 en el c.g.s., y m^3 en el internacional y técnico. La relación entre ambas unidades puede encontrarse sin dificultades:

$$1\ m^3 = 1\ m \times 1\ m \times 1\ m = 100\ cm \times 100\ cm \times 100\ cm = 10^6\ cm^3$$

Velocidad



Se define -en su forma más sencilla de expresión- como el cociente entre el espacio recorrido por un móvil y el tiempo empleado en recorrerlo. Se representa por *v*.



v = espacio / tiempo

Dimensionalmente

$|v| = L/t = L \times t^{-1}$

Las unidades de la velocidad son: cm/s en el sistema c.g.s., y m/s en los sistemas internacional y técnico.

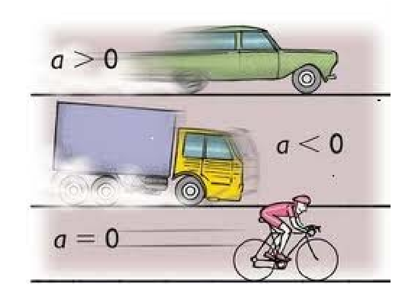
Aceleración

Es una magnitud que indica el cabio de velocidad de un móvil en función del tiempo, cuando dicho móvil se desplaza con movimiento no uniforme -velocidad no constante-. Se puede definir con la ecuación:

$a = v / t = e / t^2$

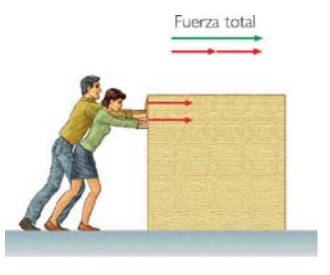
Dimensionalmente:

$|a| = L/t^2 = L.t^{-2}$



Es derivada en todos los sistemas y sus unidades son: cm/s^2 en el c.g.s., y m/s^2 en el técnico e internacional.

Masa y Fuerza



Estos conceptos -íntimamente relacionados- requieren, previo a su descripción, la enunciación de la segunda ley de Newton, de importancia fundamental en la Física clásica: "La resultante de todas las fuerzas actuantes sobre un cuerpo de masa *m* le confiere una aceleración *a* cuya dirección coincide con la de la fuerza y cuyo módulo -valor numérico- es el cociente entre el módulo de la fuerza y la masa". En forma de ecuación puede expresarse:

$$\vec{a} = \frac{\vec{F}}{m} \qquad \text{o} \qquad \vec{F} = m.\vec{a}$$

Cualquiera de las dos expresiones anteriores son formas válidas de la 2ª ley de Newton y son *ecuaciones vectoriales.* Tanto para la **fuerza** resultante, *F*, como para la **aceleración**, *a*, no basta con definir sus valores numéricos sino que hay que especificar, además, la **dirección** y **sentido** en que actúan. Se dice pues que la aceleración y la fuerza son ejemplos de **magnitudes *vectoriales*.** La velocidad, previamente definida, también es una magnitud vectorial.

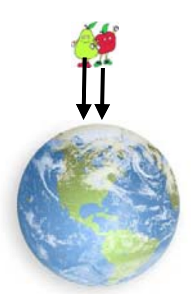
La masa, en cambio, queda indudablemente definida por su valor numérico -acompañado de la unidad correspondiente- y se dice que es una ***magnitud escalar*.** El tiempo y el volumen de un cuerpo son otros ejemplos de magnitudes escalares.

Un caso particular de esta 2ª ley de Newton es aquél en que la fuerza aceleradora es la atracción que un planeta ejerce sobre un cuerpo. En ese caso, a la aceleración impresa se la conoce como ***aceleración de la gravedad***

(g), y a la fuerza impulsora se la llama ***peso (P)*** del cuerpo. En forma de ecuación:

P = m.g

Debe notarse que esta ecuación, a diferencia de la anterior, puede escribirse como una expresión escalar dado que si bien *P* y *g* son vectores, su dirección y sentido son únicos (hacia el centro del planeta)[1].



Todos los cuerpos son atraídos por la Tierra con una fuerza denominada peso

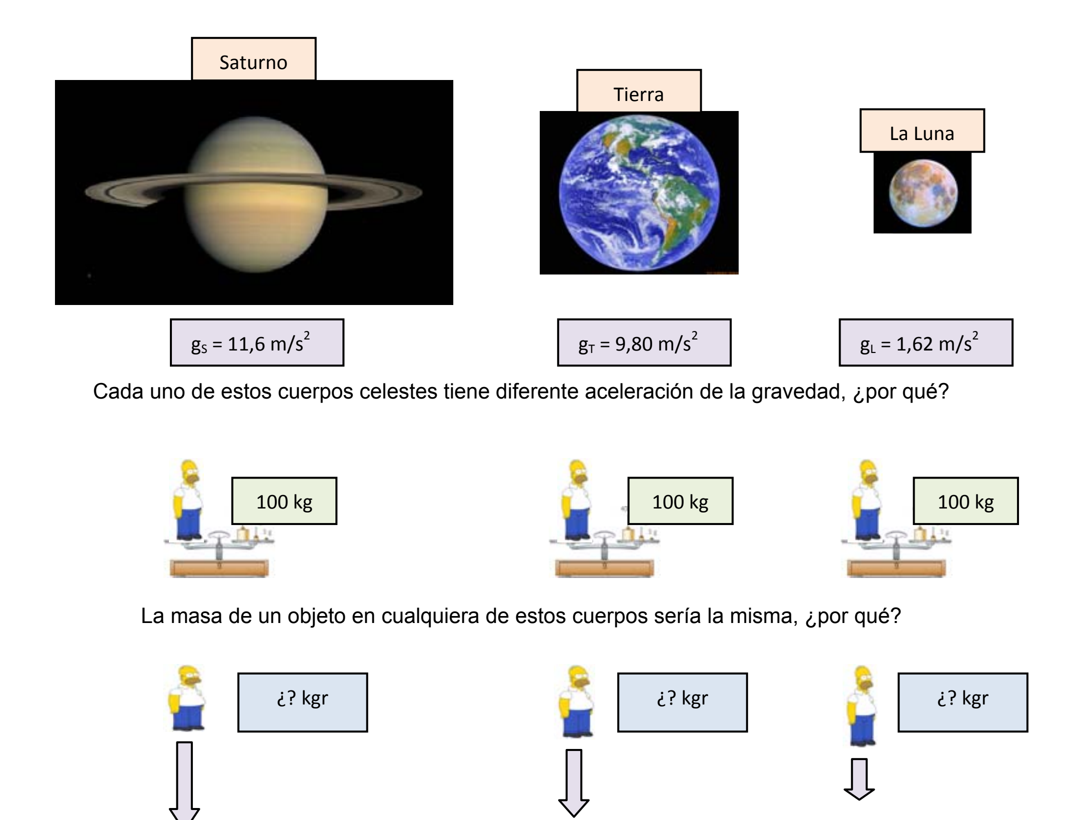
Todos los cuerpos se atraen entre sí a través de una fuerza (gravitatoria) que depende de sus masas

Los cuerpos poseen una masa que depende solo de la cantidad de materia y por lo tanto es la misma en cualquier lugar del universo. El peso, en cambio, será diferente de acuerdo a cual sea el cuerpo que los atrae.

Dimensionalmente considerada, *la masa* es fundamental en dos de los sistemas -el c.g.s., y el internacional- y derivada en el técnico.

Como fundamental se la representa por M y sus unidades son: el gramo masa (g) en el sistema c.g.s., y el kilogramo masa (kg) en el sistema internacional.

[1] La masa es una constante característica de cada cuerpo e independiente de su posición en el universo en el campo de la mecánica racional. La constancia de la masa deja de tener validez cuando los cuerpos se mueven a velocidades comparables a las de la luz en el vacío. Esto constituye el campo de la mecánica relativista que no será considerado.



El peso, en cambio, es distinto en cada caso. ¿Te animás a calcularlo? Te recomendamos terminar el tema primero.

En el sistema técnico la masa debe expresarse en función de las dimensiones fundamentales fuerza, longitud y tiempo:

$$m = F/g$$

$$|M| = \frac{F}{a} = \frac{F}{L/t^2}$$

La unidad de masa en este sistema es: kgr.s^2.m^{-1}

también llamada "*unidad técnica de masa*" (U.T.M.).

Previo a establecer una relación entre las unidades de masa en los distintos sistemas, se debe aclarar que dada la forma irregular de nuestro planeta -una esfera achatada en los polos y ensanchada en el ecuador- el valor

de la aceleración de la gravedad no es el mismo en todos los puntos de su superficie.

Se conviene en fijar el valor de ***aceleración de la gravedad normal*** como el existente a 45^0 de latitud y al nivel del mar. En esas condiciones:

$g = 9,8\ m/s^2 = 980\ cm/s^2$

Aceptando este valor como el normal para *g*, se pueden establecer las relaciones existentes entre las unidades de masa de los sistemas técnico e internacional.

Como: $m = P/g$

un cuerpo de 1kgr -1 kilogramo fuerza- tiene una masa:

$$m = \frac{1kgr}{9,8\ m/s^2} = 0,102\ kgr.s^2.m^{-1} = 0,102\ U.T.M$$

Como por definición, 1kgr es la fuerza con que es atraído por la tierra el patrón de 1 kg masa en un lugar donde $g = 9,8\ m/s^2$, la masa de 0,102 U.T.M también es de 1kg. Luego:

1 kg = 0,102 U.T.M ó 1 U.T.M = 9,8 kg

Además, las relaciones entre el gramo masa, el kilogramo masa y la U.T.M, vienen dadas por:

$1\ kg = 10^3\ g$ ó $1\ g = 10^{-3}\ kg$

$1\ U.T.M = 9,8\times10^3\ g$ ó $1\ g = 1,02\times10^{-4}\ U.T.M$

La fuerza, por su parte, es dimensión fundamental en el sistema técnico y derivada en el c.g.s. e internacional. Como dimensión fundamental, se la representa por F, y la unidad correspondiente, el kilogramo fuerza -kgr-, ha sido ya definida.

Las dimensiones de la fuerza en los sistemas c.g.s. e internacional son:

$$|F| = M.\frac{L}{t^2} = M.L.t^{-2}$$

La unidad de fuerza en el c.g.s. es:

$g.cm.s^{-2}$, denominada *dina* -abreviadamente d o dyn-

y en el sistema internacional:

$kg.m.s^{-2}$, denominada *Newton* -abreviadamente N o New-

La equivalencia entre las unidades de fuerza puede establecerse tomándolas de a pares:

Dina - Newton:

$$1\ d = 1\ \cancel{g}\times\frac{\cancel{cm}}{s^2}\times\frac{1\ kg}{10^{3}\ \cancel{g}}\times\frac{1\ m}{100\ \cancel{cm}} = \frac{1\ kg.m}{10^5\ s^2} = 10^{-5}\ N$$

o sea:

$1\ d = 10^{-5}\ N$ ó $1\ N = 10^5\ d$

Newton – kgr:

$1kgr = 1\ kg.9,8\frac{m}{s^2} = 9,8\ N$ ó $1\ N = 0,102\ kgr$

Dina – kgr

$$1\ kgr = 9,8\ N = 9,8\ \cancel{N}\times\frac{1\ d}{10^{-5}\ \cancel{N}} = 9,8\times10^5\ d$$

o sea:

1 kgr = $9,8\times10^{5}$ d

1 d = $1,02\times10^{-6}$ kgr

Las relaciones entre unidades de masa y peso (fuerza) se pueden poner de manifiesto con el siguiente ejemplo:

- ¿Cuál es la masa de un cuerpo que pesa 10 kgr?-

Como: $P = m.g$ $\qquad m = \frac{P}{g}$

$$m = \frac{10\ kgr}{9,8\ m/s^2} = \frac{10.\cancel{kgr}.\cancel{s^2}.\cancel{9,8\ N}.1\ kg.\cancel{m}.\cancel{s^{-2}}}{\cancel{9,8}\ \cancel{m}.1\ \cancel{kgr}.1\ \cancel{N}} = 10\ kg$$

Se ve pues que un cuerpo de 10 kgr de peso tiene una masa de 10 kg. ¿Significa esto que el peso es igual a la masa? La respuesta es terminante: **NO**. Si se observa con cuidado el resultado obtenido, se ve que si bien el peso y la masa del cuerpo coinciden en su valor numérico, sus unidades corresponden a distintas magnitudes que, a su vez, son fundamentales en **distintos sistemas**: las del peso en el sistema técnico, y las de masa en el S.I. Está claro entonces que los conceptos de peso y masa, si bien muy relacionados, son diferentes, cosa que por otra parte ya se había establecido: la masa de un cuerpo es una constante universal; el peso depende de la ubicación en el universo.

Trabajo mecánico

En una instancia introductoria se puede definir como el producto de la componente de una fuerza actuante sobre un cuerpo por la distancia de desplazamiento en la dirección de éste:



Trabajo (W) = F.d

Usualmente nos referimos al trabajo mecánico donde se ejerce cierta fuerza (F) para provocar un desplazamiento (d); no obstante, hay otros trabajos posibles como trabajo eléctrico, magnético, de aumento de superficie, etc. En cualquier caso, sus unidades corresponden a una única magnitud.

Dimensionalmente considerada, es derivada en los tres sistemas:

$|W| = F.L$

En el sistema técnico tiene las siguientes unidades:

kgr.m = kgm (*kilográmetro)*

$|W| = M.L.t^{-2}.L = M.L^{2}.t^{-2}$

En el sistema internacional y c.g.s. con unidades de:

$kg.m.s^{-2}.m$ = N.m = *"joule"* (S.I.)

$g.cm.s^{-2}.cm$ = d.cm = *"ergio"* (c.g.s.)

Es fácil probar (se propone como ejercitación) que:

1 kgm = 9,8 Joule = 9,8 10^{7} ergio

Energía mecánica

La *energía* puede definirse como la capacidad de un cuerpo de realizar trabajo. Tiene las mismas dimensiones y unidades que el trabajo, lo cual puede ejemplificarse con dos formas particulares de la energía, como son la cinética y la potencial.

Se define a la *energía cinética* mediante la expresión:

$E_c = ½.m.v^2$

En la que m es la masa del cuerpo que se mueve con velocidad v.

Las dimensiones fundamentales de la energía cinética varían según el sistema de unidades. Así, en los sistemas c.g.s. e internacional:

$$|E| = \frac{M.L^2}{t^2} = M.L^2.t^{-2}$$



Igual masa, mayor velocidad, mayor energía cinética



Igual velocidad, mayor masa, mayor energía cinética

Con unidades respectivas:

$g.cm^2.s^{-2} \equiv d.cm$ = ergio (c.g.s.)

$kg.m^2.s^{-2} \equiv N.m$ = joule (S.I.)

En tanto las dimensiones de la energía cinética en el sistema técnico son:

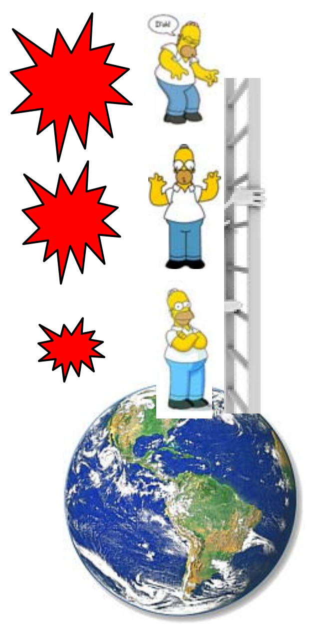
$$|E| = \frac{F.L^2}{L/t^2.t^2} = F.L$$

y la unidad correspondiente es el kgm.

La *energía potencial* se refiere a la energía que adquiere un cuerpo en función de una fuerza que se ejerce sobre él. Se tienen distintas energías potenciales de acuerdo a la fuente de esa fuerza pero la más común es la energía potencial gravitatoria asociada con la fuerza gravitacional. La misma se define por la expresión:

$$E_p = m.g.h$$

donde *m* es la masa del cuerpo, *g* la aceleración de la gravedad, y *h* es la altura a la que se encuentra el cuerpo, medida con respecto a un plano al que arbitrariamente se le asigna el valor h=0. Tiene dimensiones y unidades coincidentes, en cada sistema, con las ya vistas para la energía cinética y el trabajo mecánico.



Un cuerpo tendrá mayor energía potencial gravitatoria cuanto más alto se encuentre respecto del centro de la Tierra.

Potencia mecánica

Se define como *potencia mecánica* al trabajo realizado en un intervalo de tiempo. Las dimensiones fundamentales de la potencia en el sistema internacional es el watt (joule/segundo):

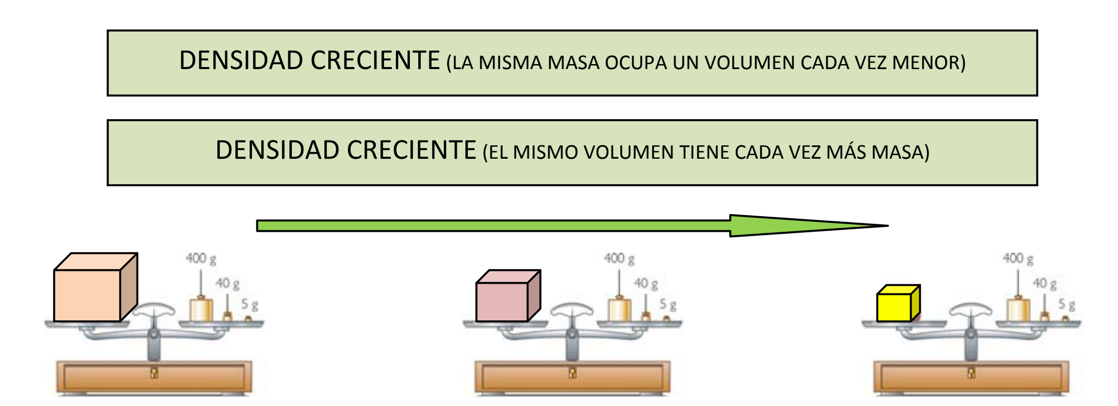
$$|W| = \frac{F.L}{t} = \frac{kg.m^2.s^{-2}.m}{s} = kg.m.s^{-3}$$

Densidad

Se define como el cociente entre la masa y el volumen de un cuerpo.

Se suele representar por la letra griega delta minúscula (δ).

$\delta = m/V$



Calculá la densidad de los objetos colocados en cada balanza si todos tienen una masa de 445 g y los cubos tienen aristas de 7, 5 y 4 cm (de izquierda a derecha, respectivamente).

Dimensionalmente considerada, la densidad es una magnitud derivada en los tres sistemas. Sus dimensiones fundamentales y unidades correspondientes en cada sistema son:

Sistema técnico

$|\delta| = \frac{F/LT^{-2}}{L^3} = F.T^2.L^{-4}$ $\quad$ $kgr.s^2.m^{-4} = \frac{U.T.M}{m^3}$

Sistema c.g.s.

$|\delta| = \frac{M}{L^3} = M.L^{-3}$ $\quad$ g/cm^3

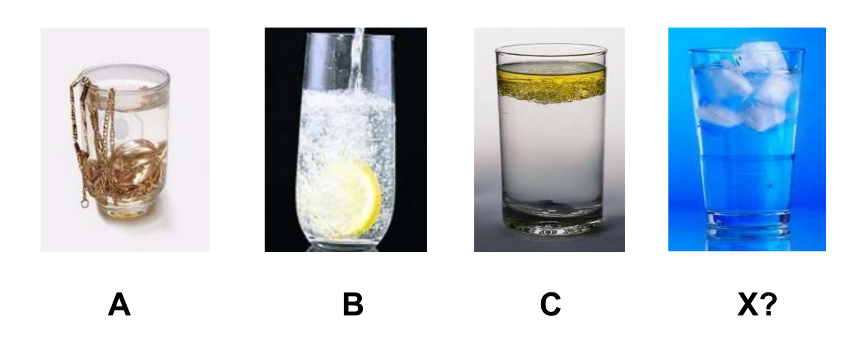
Sistema internacional

$|\delta| = \frac{M}{L^3} = M.L^{-3}$ $\quad$ kg/m^3

Como en casos anteriores de equivalencias de unidades ya tratadas, se deduce sin dificultades que:

$1\ kg/m^3 = 10^{-3}\ g/cm^3 = 0{,}102\ U.T.M/m^3$

Los gases suelen tener densidades más pequeñas que los líquidos y éstos que los sólidos ***(aunque en este último caso, hay una excepción notable y cotidiana, ¿cuál?).*** Un volumen dado de un material de cierta densidad es atraído con más fuerza por un campo gravitatorio que un mismo volumen de un material menos denso, de manera que en una mezcla de ellos el primero tiende a “ir hacia abajo”. Es por eso que en un líquido los gases suelen escaparse hacia arriba (**A**) mientras que muchos sólidos se hunden (**B**) y que cuando se mezclan líquidos inmiscibles, el más denso queda abajo (***piense en mezclas aceite y agua***) (**C**).



A **B** **C** **X?**



También la densidad se modifica cuando cambia la temperatura (al ascender esta, usualmente la densidad disminuye). ***Utilizá este último concepto para entender por qué se usan globos aerostáticos que tienen aire caliente.***

Peso específico

Definido como el cociente entre el peso de un cuerpo y el volumen que ocupa, se suele representar por la letra griega rho (ρ):

$\rho = P/V$

Es una magnitud derivada en los tres sistemas, su análisis dimensional y de unidades indica:

Sistema técnico

$|\rho| = \frac{F}{L^3} = F.L^{-3}$ kgr/m^3

Sistema c.g.s.

$|\rho| = \frac{M.L/t^2}{L^3} = M.L^{-2}.t^{-2}$ g.cm^{-2}.s^{-2} = $\frac{d}{cm^3}$

Sistema internacional:

$|\rho| = M.L^{-2}.t^{-2}$ $\qquad$ $kg.m^{-2}.s^{-2} = \frac{N}{m^3}$

Nuevamente aquí, del análisis de las equivalencias numéricas de unidades surge que:

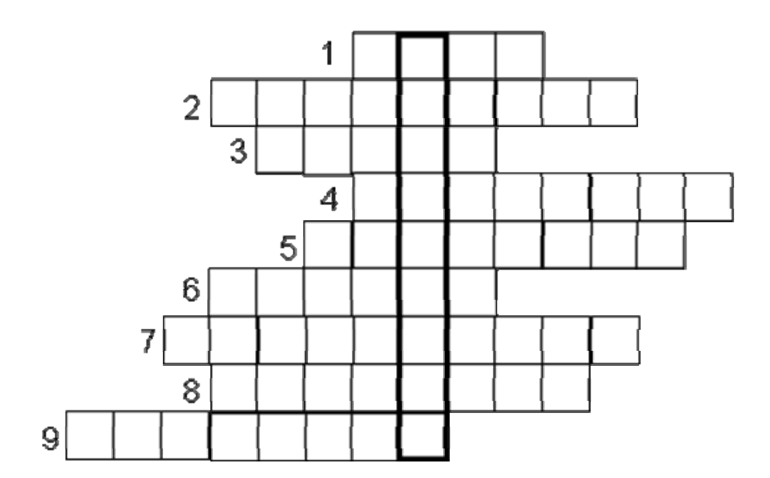
$$1\ \frac{N}{m^3} = 10^{-1}\ \frac{d}{cm^3} = 0,102\ \frac{kgr}{m^3}$$

Es importante notar que la misma relación que se observa entre masa y peso, se cumple para densidad y peso específico. ***Tratá de calcular la densidad y el peso específico que tendría el agua en la Luna, la Tierra y Saturno (recordá que 1 g de agua ocupa 1 ml).***

Existen otras magnitudes importantes en el campo de la Química como la presión (entre ella la presión atmosférica), el calor y la temperatura pero no se realizará su análisis en este capítulo.

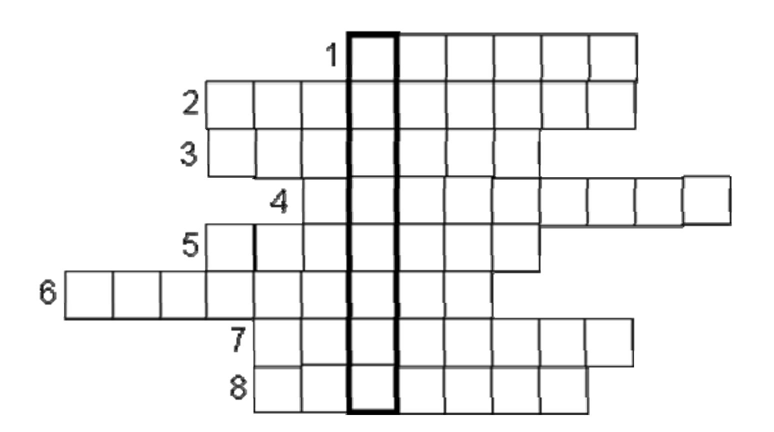
EJERCICIOS DE APLICACIÓN

1) Complete el crucigrama y dentro de la zona resaltada encontrará una palabra muy relacionada con las actividades del padre de Pedro y su papá.



1. Cantidad de materia que posee un cuerpo.
2. Es una dimensión fundamental. Unidad de masa del sistema internacional.
3. Unidad de longitud del sistema técnico e internacional.
4. Dimensión fundamental de medida de distancia.
5. Cociente entre la masa y el volumen de un cuerpo.
6. Unidad de fuerza del sistema internacional.
7. La millonésima parte de 1 (un) metro.
8. Propiedad o cualidad medible de un sistema físico.
9. Unidad de medida de superficie de parcelas en el campo.

2) Complete este otro crucigrama y dentro de la zona resaltada encontrará una palabra relacionada con el estudio de los bosques.



1. Magnitud física que se mide en Newton.
2. Equivale a $1x10^{-9}$ metros.
3. Dimensión derivada cuya unidad es el Joule en el S.I. También se mide en calorías.
4. Dimensión derivada que relaciona el espacio recorrido en un intervalo de tiempo.
5. Fuerza que se ejerce sobre una determinada superficie.
6. Unidad de longitud que equivale a 1000 metros.
7. Tiene las mismas unidades que la aceleración pero con un valor de 9,8 m/s^2.
8. Dimensión derivada que se mide en m^3 en el SI y el ST.

3) Pedro hizo los cálculos de la cantidad de alambre que necesitaba para alambrar las 4 parcelas del campo y llegó a la conclusión, luego de realizar varios cálculos que necesita 28 rollos de alambre. ¿Hizo bien los cálculos Pedro? Por favor chequealos con los tuyos en indicá cuántos rollos se necesitan. Suponé que las 4 parcelas se encuentran dentro de un cuadrado mayor que las abarca, es decir que comparten 2 lados cada una.

4) El papá de Pedro sembró 200 hectáreas de campo con alfalfa y cosechó en total 5000 toneladas. Le pidió a Pedro que calculara el rendimiento en toneladas/hectárea y éste obtuvo un valor de 250 tn/ha. Pero Pedro tiene problemas con el uso de la notación exponencial de la calculadora (tecla “exp”). ¿Dónde está el error de cálculo cometido por Pedro?

5) Los fertilizantes sólidos, en general granulados, se aplican al voleo durante la siembra directa por medio de una fertilizadora centrífuga. Estas máquinas poseen una tolva con un orificio al fondo que regula la dosis del producto. La autonomía de trabajo (At) de la tolva se calcula como:

$$At = \frac{Cv.Da}{D}$$

Donde:

Cv = capacidad de la tolva (m^3)

Da = densidad aparente del fertilizante (kg/m^3)

D = dosis de aplicación (kg/ha)

a) ¿Qué unidades tiene la At? ¿Qué significa At? Explique.

b) La máquina descarga una determinada cantidad *q* de fertilizante que se mide en kg/min. Calcule la dosis Q y establezca sus unidades, sabiendo que:

$$q = \frac{Q.\ A.\ v}{600}$$

Donde:

Q = dosis

V = velocidad de trabajo (km/h)

600 = constante de conversión de unidades (m.km.min/h.ha)

6) El papá de Pedro quiere construir un corral para ganado vacuno. El corral tiene que ser rectangular con una relación largo:ancho de 2:1 ya que facilita el movimiento de los animales evitando que se amontonen en las esquinas. Las dimensiones del corral dependen del tamaño de la tropa más grande, en general es 2 m^2/vacuno. Cada corral lleva 3 tablones de madera por cada lado. Se deben construir un mínimo de 6 corrales para agilizar el desplazamiento del rodeo. Si se tiene una tropa de 40 animales, ¿cuántos metros de madera hacen falta para fabricar los 6 corrales para esa cantidad de ganado?

7) a) Pedro se sube al tractor que pesa 3 toneladas y se dirije a una velocidad de 25 km/h hacia la parcela donde están el ganado vacuno

para chequear que tengan agua suficiente. ¿Cuál es la energía cinética que adquiere el tractor durante el movimiento? Expresarla en joules y ergios.

b) Al otro día, Pedro sale al campo con otro tractor que tiene un peso un 30% mayor que el anterior. Si la energía cinética a la que se mueve con este tractor es de $4{,}5x10^6$ joules, ¿cuál es la velocidad a la que Pedro está conduciendo el tractor? Exprésela en km/h y m/s.

8) a) Pedro está sosteniendo en el aire una bolsa de alfalfa de 200 kg con una maquinaria agrícola tipo grúa con la finalidad de desplazarla hacia el galpón de acopio. Si la energía potencial es $3{,}5x10^3$ joules, ¿cuál es la altura a la que se encuentra suspendida la bolsa?

b) Pedro y su papá salen al camino que da a la ruta principal que los conduce al pueblo, Pedro en el tractor y su papá en su camioneta ranchera de 1400 kgr de peso. El papá de Pedro alcanza una velocidad de 70 km/h. ¿A que velocidad debe ir Pedro para igualar la energía cinética de la camioneta?

9) Calcular la potencia de la máquina con que Pedro eleva las bolsas de alfalfa, 2 bolsas cada 3 minutos a una altura de 2 m desde el suelo. Se considera que no hay cambio de velocidad al levantar las bolsas.

10) Se cuenta con un tubo de hierro, uno de aluminio y uno de niquel. Si todos pesan 5 gr, ¿qué volumen ocupa cada uno? δ_{Fe} = 7,8 g/cm^3, δ_{Al} = 2,7 g/cm^3, δ_{Ni} = 19,3 g/cm^3. Justifique porqué se usa aluminio para la fabricación de aviones.

CAPÍTULO 2



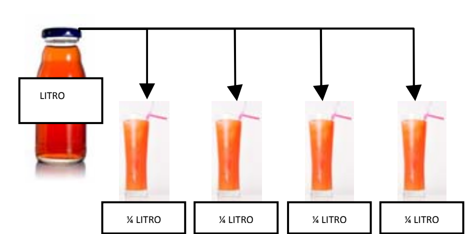
LOS ELEMENTOS Y LA MATERIA

"Estas plantas sufren de clorosis; seguramente les falta hierro, magnesio o quizás zinc- le dijo el ingeniero agrónomo al padre de Pedro". Pedro sabía que la clorosis significaba que las hojas producían poca clorofila y que ésta, además de ser esencial para la fotosíntesis que le permite a la planta capturar energía solar, es la que les confiere color verde. Su ausencia justifica ese color pálido y amarillo que tenían las plantas de tomate que justificaron el comentario del ingeniero. Pero... ¿qué tenían que ver el hierro, el magnesio y el zinc? Más aún, ¿qué son y que los diferencia?



Pedro se había acostumbrado a la idea de que muchas respuestas se podían encontrar en los libros, sin desmerecer la experiencia de las personas que, simplemente por convivir con los problemas y la necesidad de superarlos, habían alcanzado empíricamente las mismas u otras respuestas aunque tal vez sin una justificación profunda de las mismas. Él no tenía esa experiencia por lo que sólo podía recurrir al conocimiento y éste, usualmente, estaba bien organizado en los libros. Una vez más se sintió sorprendido de que tuviera que bucear en libros de química, de física y hasta de matemática para entender los problemas que ocurrían en el terreno de la agronomía.

La materia y sus estados

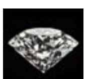


Luego de buscar bastante en el índice, Pedro comprendió que debía leer la unidad dedicada a la materia y a sus constituyentes. Se dio cuenta de que siempre creyó saber qué es “la materia” pero que no podía definirla de ningún modo; parecía que el libro tampoco ya que la definición no lo satisfizo demasiado. Según el libro la materia tiene masa y ocupa un lugar en el espacio (digamos, todo lo que puedo imaginar, se dijo Pedro) pero la definición de masa que buscó algo más adelante volvía el problema hacia atrás: la masa es una medida de la ¡cantidad de materia! Pedro comprendió que probablemente estos conceptos tan fundamentales son difíciles de definir inequívocamente: al fin y al cabo se está hablando de cuestiones intrínsecas del universo. El libro aclaraba que el universo sólo contenía materia y… energía y ésta parecía tan difícil de definir de un modo claro como aquella; en cualquier caso, lo dejaría para más adelante.

La materia se presentaba en diferentes formas, seguía el libro: desde el propio libro hasta el aire que respiramos. Pero además, el mismo tipo de materia podía manifestarse en diferentes estados de acuerdo a las propiedades de las mismas. Los estados de la materia eran esencialmente tres: sólido, líquido y gaseoso.









Los sólidos suelen ser rígidos y duros (aunque no siempre), tienen un volumen y una forma perfectamente definidos y aunque podían modificarla (el primero haciendo una enorme presión y la segunda cortándolos, quebrándolos o modelándolos, de acuerdo al caso) no resultaba, usualmente, sencillo. Tampoco fluían con facilidad.

Los líquidos, en cambio, poseen volumen propio (un litro de agua sigue siendo un litro lo tengamos en una botella o repartido en vasos) pero no tiene forma propia (por eso podían ser contenidos en diferentes tipos de envase con toda facilidad). Pero además fluían y eso permitía trasvasarlos sin problemas.

Por último, también los gases eran fluidos; no obstante, no poseen volumen propio y éste depende de las condiciones de presión y temperatura. Esa es la razón por la que "ocupan" completamente un recipiente; cuando el volumen disponible es muy grande, los gases pueden estar tan esparcidos en el recipiente que casi no se los nota (esto es algo que ni los líquidos ni los sólidos pueden hacer).

El libro decía que una sustancia determinada podía estar en cada uno de esos estados, si se la llevaba a las condiciones de presión y temperatura adecuadas. Pedro pensó que conocía una sustancia que aún en la vida cotidiana podía encontrarse (verse) en los tres estados: el agua. ***Es probable que Pedro haya interpretado incorrectamente lo que puede "verse" en estas imágenes, ¿qué?***





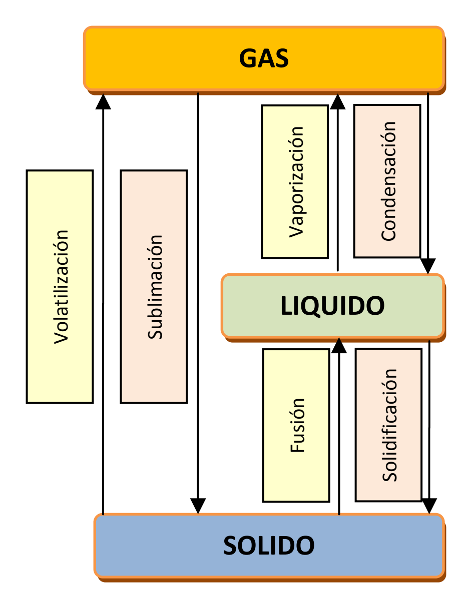


Los estados de la materia son interconvertibles como lo sabemos de la vida cotidiana: líquidos que se convierten en gases y viceversa, sólidos que se convierten en líquidos y viceversa e incluso sólidos que se convierten en gases y viceversa. Los primeros cambios los observamos a diario para varias sustancias pero, en particular para el agua: vemos que el agua pasa a gas (vapor) cuando calentamos, que se convierte en sólido en el congelador de la heladera, que se vuelve líquido sobre los vidrios cuando el exterior y el interior están a diferentes temperaturas, etc. El pasaje de sólido a




gas es menos común pero aún así puede encontrarse en la vida cotidiana: la naftalina sólida que actúa sobre las polillas al pasar a estado gaseoso, el hielo "seco" (dióxido de carbono sólido) que usan los heladeros, etc.

Los pasajes de un estado a otro suelen denominarse **"cambios de estado"** y reciben diferentes nombres. Algunos se producen cuando calentamos las sustancias mientras que los inversos ocurren al enfriarlas.



En el contexto de este libro no haremos diferencias entre vapor y gas y tampoco entre algunos términos que pueden usarse alternativamente para los cambios de estado entre líquido y gas (licuación por condensación; gasificación por vaporización).

Propiedades y cambios

¿Cómo distinguir si se trata de sustancias distintas?, se preguntaba el autor del libro. Es claro que en algunos casos, se pueden distinguir a simple vista o a lo sumo, con una cuidadosa observación.





Pero… ¿Cómo distinguir, sin peligro para la integridad física, que el recipiente siguiente tiene agua, alcohol, ácido clorhídrico o alguna otra sustancia incolora y poco viscosa? Quizás oliéndolo o tocando podría saberse, pero sin dudas no era recomendable semejante acción sin conocer el contenido, porque podría llegar a ser perjudicial para la salud.

En realidad, todas las sustancias se caracterizaban por una serie de propiedades específicas y propias que no coincidían completamente con ninguna otra (de hecho, la observación permite apreciar algunas de ellas como la coloración y, en menor medida, la viscosidad). Cada sustancia posee propiedades físicas (olor, color, estado, densidad, punto de fusión, punto de ebullición, etc.) y químicas (reaccionan o no con otras sustancias y de un modo propio) características.

Dentro de las propiedades físicas, algunas no dependen de la cantidad de materia considerada (intensivas) mientras que otras (volumen, masa, calor invlucrado en un cambio de estado, etc.) se denominan extensivas y varían cuando se cambia la cantidad de materia considerada.

Las sustancias pueden sufrir cambios o procesos físicos sin que se modifiquen sus propiedades características (más allá de los cambios de temperatura y presión que pueden ser revertidos para volver a la situación inicial). El calentamiento y el enfriamiento de una sustancia así como los cambios de estado son típicos ejemplos de cambios físicos.

Por otro lado, los cambios o procesos químicos producen modificaciones en las sustancias originales generando nuevas sustancias. En la vida cotidiana, procesos como la cocción, la combustión del carbón o de la nafta de un auto, la oxidación del hierro, son ejemplos clásicos de procesos químicos; durante su desarrollo, las sustancias originales se transforman en nuevas sustancias.



Elementos y compuestos

Las sustancias pueden estar puras o junto a otras sustancias formando mezclas. Las sustancias puras que constituyen una mezcla pueden separarse utilizando diversos procedimientos físicos: desde una simple selección de partículas si son visibles las diferencias (por ejemplo, granallas de cinc de virutas de hierro), filtraciones si una de las sustancias es sólida y la otra no (por ejemplo, arena y agua), decantación si dos líquidos permanecen separados por su densidad (por ejemplo, aceite y agua) hasta vaporización de una de las sustancias si una pasa al estado vapor más fácil que la otra (por ejemplo, agua y sal).

Las **sustancias puras** pueden ser **compuestas** o **simples**. Las primeras pueden ser divididas en sustancias aún más simples utilizando procesos químicos mientras que las segundas no. Precisamente, esto último se asemeja a la idea de "elemento" que desarrollaron los griegos antiguos para denominar aquello que era el constituyente esencial del "todo". Los griegos hablaban de diversos elementos: agua, fuego, aire y tierra con los cuáles podía explicarse todo el resto. Evidentemente la ciencia moderna dejó esa interpretación pero los químicos mantuvieron la concepción de que todo está integrado por entidades muy sencillas combinadas de distintas maneras. Esas entidades se denominan **"elementos"** (agregaremos "químicos" para distinguirlos de los propuestos previamente).



Aquí podemos observar 5 de los elementos químicos (de izquierda a derecha): mercurio (líquido), fósforo rojo (sólido), carbono grafito (sólido), cobre (sólido) y cloro (gaseoso).

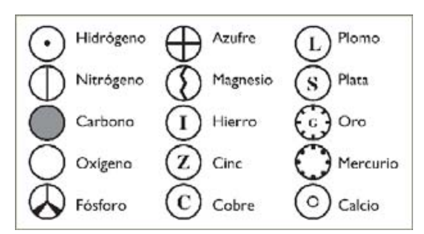
    

En la actualidad se conocen más de 110 elementos químicos diferentes, muchos naturales (existen en la naturaleza libres y/o combinados) y otros sintetizados en laboratorios. La mayoría de los nombres provienen del latín (flúor F, aluminio Al, azufre S), del griego (hidrógeno H, helio He, litio Li) o del inglés (radón Rn, wolframio W); suelen llevar el nombre de su descubridor o de la ciudad donde se descubrió o en honor a científicos y personalidades relevantes (curio Cm; einstenio Es, berkelio Bk, bohrio Bh).

Átomos y moléculas

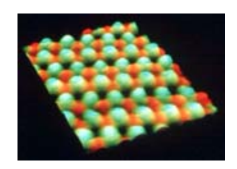
Si un elemento es la entidad más simple posible, ¿cuál sería la partícula más pequeña que podría existir del mismo? Esta pregunta la contestó John Dalton (1766-1844) a principios del siglo XIX. Observando en qué proporciones se combinaban distintos elementos para formar compuestos y que estas relaciones se mantenían fijas, propuso que la materia debía estar formada por pequeñísimas partículas (las llamó **"átomo"**, nombre que ya habían usado los propios griegos) y que éstas serían indivisibles e indestructibles. Cada elemento tendría un tipo particular de átomos y estos podían combinarse, siempre en cantidades enteras y sencillas, para dar compuestos (sustancias puras compuestas). En aquella época aún los elementos no se conocían con los símbolos actuales; Dalton los representaba como se muestra en la figura.





Su teoría le permitió a Dalton interpretar diversos fenómenos y, entre ellos, a los procesos químicos que, según su propuesta, correspondían a recombinaciones de átomos para dar nuevos compuestos.

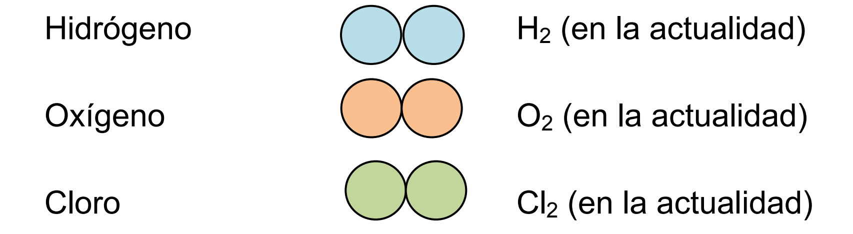
Durante muchos años los átomos fueron parte de teorías que interpretaban la estructura íntima de la materia. No obstante, hoy existen dispositivos capaces de generar



imágenes de los átomos (ver figura). Está fuera de los alcances de este curso el funcionamiento de esos dispositivos pero han mostrado que los átomos son una “realidad”.

Aun cuando Dalton generó la primera teoría concreta para explicar la constitución de la materia, tuvo dificultades para explicar ciertos hechos experimentales. Apenas años más tarde, Amedeo Avogadro (1776-1856) modificó algunas cosas de la teoría que permitieron ampliarla (aunque, en verdad fue realizado con posterioridad a la muerte de Avogadro). Esencialmente propuso que la porción más pequeña tanto de una **sustancia simple** (con un solo tipo de elementos) como de una **sustancia compuesta** (con más de un tipo de elementos) son las **moléculas**. En el caso de moléculas de una sustancia pura, ellas están constituidas por uno o más átomos del mismo elemento.





En el caso de sustancias compuestas, estaban constituidas por átomos de más de un elemento.

Dióxido de Carbono — CO_2 (en la actualidad)

Trióxido de Azufre — SO_3 (en la actualidad)

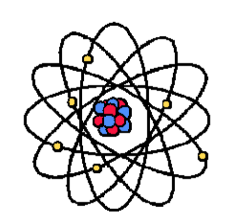
Agua — H_2O (en la actualidad)

Amoníaco — NH_3 (en la actualidad)

Modelo atómico actual

Desde Dalton y Avogadro hasta el presente, se han realizado muchos avances sobre la constitución de la materia. Uno de los hechos más relevantes es haber avanzado en la dilucidación de la estructura interna de los átomos (¡indivisibles para Dalton!).

No discutiremos con detalle aquí cómo se realizaron estos descubrimientos pero la imagen actual cualitativa sobre el átomo, indica que existen tres partículas en su interior. Dos de ellas, **protones** y **neutrones**, están localizadas en el núcleo del átomo que es una zona muy pequeña en el centro del átomo (el núcleo es aproximadamente 100000 veces más pequeño que el átomo). Las otras partículas son los **electrones** que están por fuera del núcleo y moviéndose hasta los confines del átomo. Los protones tienen una masa de aproximadamente 1 uma ($1,66x10^{-24}$ g) y carga positiva (su valor es igual a la unidad de carga). Los neutrones tienen masa similar pero no tienen carga y su función es mantener la estabilidad en el núcleo compensando holgadamente con sus atracciones las repulsiones propias de las cargas de los protones. Por otro lado, los electrones tienen una masa mucho menor (casi 2000 veces menos que la de neutrones o protones) y su aporte a la masa del átomo es prácticamente despreciable; su carga es negativa y de igual valor absoluto que la de los protones, aunque de carga contraria.

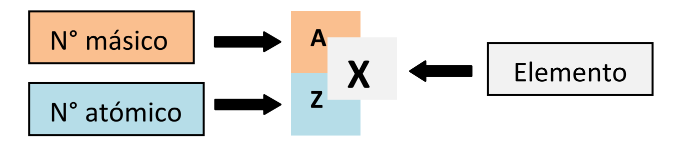


Cuando los átomos se combinan entre sí, son sólo los electrones los que entran en juego ya que el núcleo se encuentra refugiado muy en el interior del átomo. Precisamente por eso, es el núcleo y más específicamente el número de protones (denominado, número atómico Z) el que define el elemento. Así, el hidrógeno es el elemento que tiene 1 protón (Z=1) en su núcleo, el oxígeno tiene 8 protones (Z=8), el sodio tiene 11 protones (Z=11), etc. El número de neutrones (N) presentes en el núcleo para un elemento determinado, puede variar en cierto rango, generando diferentes masas para los átomos. Estos átomos, con igual Z (y por ende, del mismo elemento) pero que tienen

diferentes N (y diferente masa atómica A=Z+N), se denominan isótopos. La mayoría de los elementos, especialmente los más pesados, suelen tener más de un isótopo. Tené en cuenta que la masa de un átomo de un elemento en una muestra natural será el promedio de las masas de sus isótopos considerando sus abundancias relativas (porcentaje de cada isótopo en la muestra).

Por ejemplo, el magnesio presenta esencialmente 3 isótopos con números másicos A de 24, 25 y 26 y las abundancias son 77,6 %, 10,4 % y 12 %, respectivamente. ***¿Te animás a calcular la masa promedio? Como ayuda, te sugerimos primero un cálculo semejante pero más simple y sobre todo más "cotidiano": tratá de obtener el peso promedio de una persona en un grupo en el cual el 80 % pesa 70 kg y el 20 % restante pesa 62 kg.***

En general, para indicar un elemento determinado se usa la siguiente convención:



Donde X es el nombre del elemento y, como se ha adelantado, Z y A son los números atómico y másico, respectivamente.

Si el átomo no está combinado con otros, en general, no tendrá carga y eso implica que el número de electrones coincidirá con el de protones. No obstante, puede ganar o perder electrones (pero no protones) en las reacciones químicas y con eso quedará con carga negativa o positiva, respectivamente. Si la especie tiene carga, ésta se coloca a la derecha del símbolo y como superíndice.

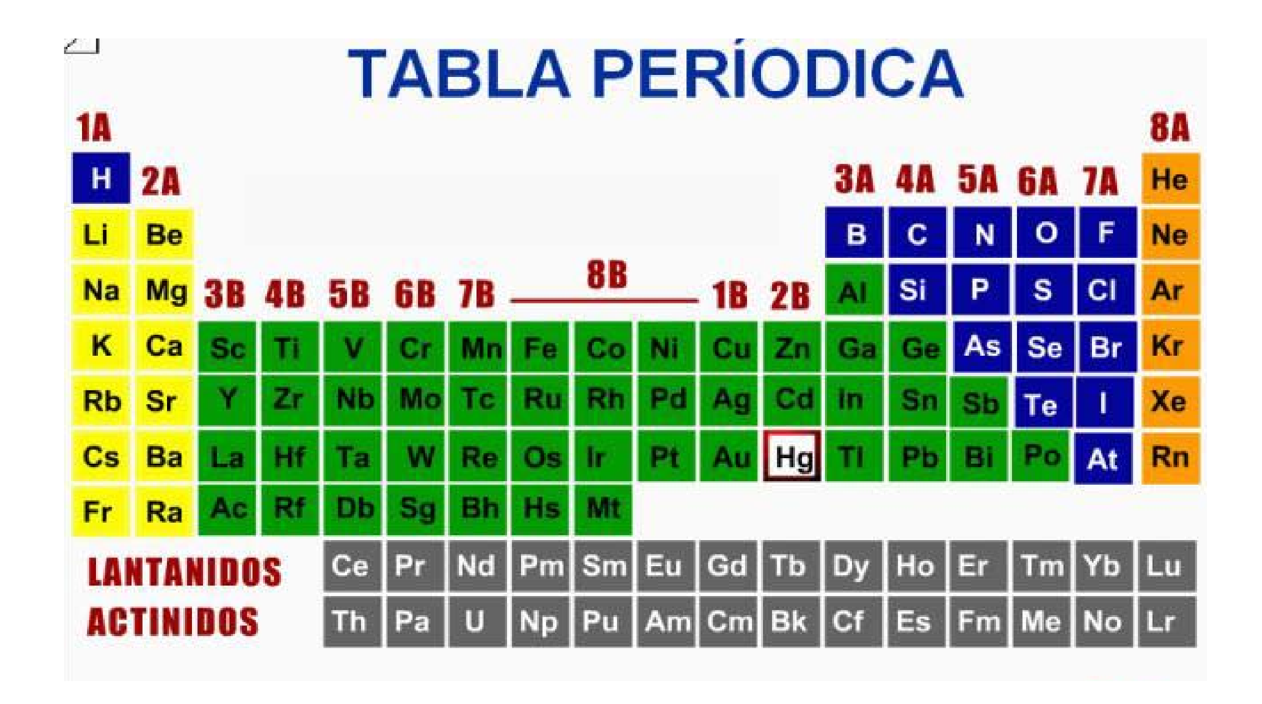
A
Z
X
+/- n
CARGA

Organización de los elementos. Tabla periódica

El número de elementos actuales supera holgadamente los 100 aunque muchos de ellos no existen en forma natural. En el siglo XIX, aun con muchos menos elementos que los que se conocen en la actualidad, se intentó sistematizar las relaciones entre ellos y clasificar de alguna manera para simplificar su estudio y posibilitar la predicción de sus propiedades en función de las similitudes y diferencias entre ellos.

Probablemente la primera clasificación completa de los elementos la realizaron, en forma independiente y simultánea, Mendeléyev (1834-1907) y Meyer (1830-1895) en 1869 y 1870 utilizando la variación gradual de las propiedades químicas y físicas respectivamente. La tabla del primero fue modificada por Werner (1866-1919) y es semejante a la actual, aunque el ordenamiento de la original se hizo mediante las masas (pesos) atómicas mientras que la actual tiene al número másico como regla periódica.

La tabla actual tiene aproximadamente la forma que se muestra a continuación:



Señalaremos aquí sólo algunas características que ofrece la **tabla periódica**. La tabla tiene columnas de elementos, denominados **grupos**, donde se alojan elementos con propiedades semejantes y filas de elementos, denominados **períodos**, en los Cuáles las propiedades van variando regularmente (dos elementos contiguos tienen propiedades semejantes pero a medida que se alejan dentro del mismo período, las diferencias son mayores).

Los grupos A se denominan representativos mientras que los B se denominan de transición; esas denominaciones están en función de particularidades en su estructura electrónica que exceden los alcances de este libro. Algunos de los grupos importantes son los indicados en amarillo: metales alcalinos (1A) y alcalino térreos (2A), 7A es el grupo de los halógenos y 8A, denominado grupo de los gases inertes o nobles, que reúne elementos con la particularidad de que no se combinan (o que lo hacen con extrema dificultad) con otros elementos.

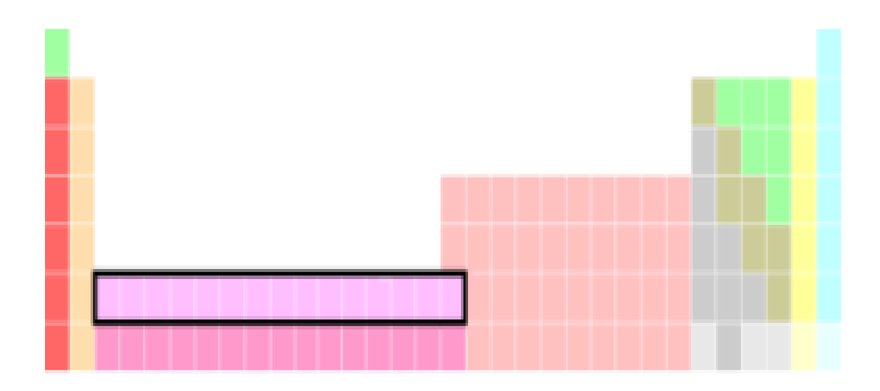
En la figura anterior se han indicado con color azul los **"no metales"** que son los elementos que no conducen la corriente eléctrica y son, en general, gases a temperatura ambiente (aunque los hay sólidos y líquidos). Los no metales están esencialmente ubicados sobre la derecha de la tabla y su límite izquierdo es una escalera que baja desde el boro (grupo 3A) hasta el astato (grupo 7A). Sobre la derecha están limitados por los gases nobles. El único elemento fuera de ese lugar es el hidrógeno que en cualquier caso se debe considerar un no metal.

Hacia la izquierda de la escalera descripta, se ubican los **"metales"** (a excepción del hidrógeno). En general, los metales se caracterizan por encontrarse como sólidos a temperatura ambiente (con rarísimas excepciones como el mercurio) y conducen la corriente eléctrica. Los metales alcalinos y alcalino-térreos (indicados con color amarillo) tienen la particularidad de ser muy reactivos (especialmente los primeros) con ácidos e incluso con agua generando hidrógeno.

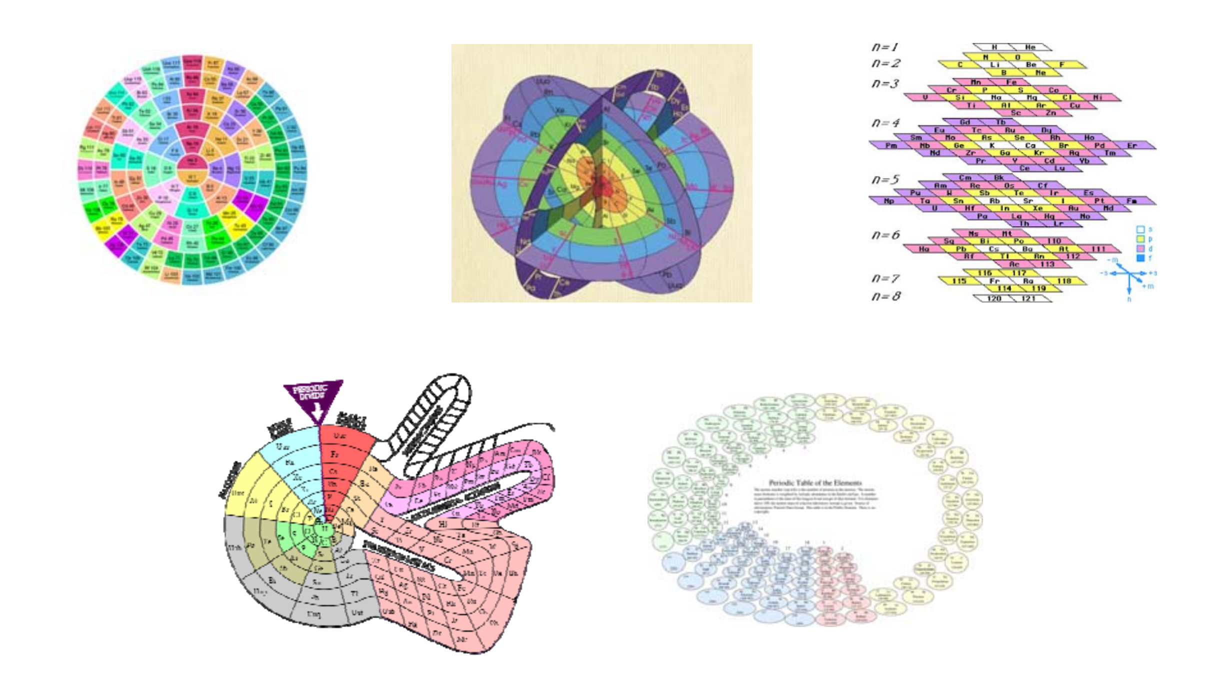
En la zona aledaña a la línea en escalera que separa metales y no metales, se encuentran los metaloides (B, Si, Ge, As, Sb, Te y Pb) que suelen poseer la apariencia de un metal pero con las propiedades de los no metales.

Finalmente en la tabla se observan dos series de 14 elementos cada una: lantánidos y actínidos, sin un lugar claro en la tabla (estrictamente deberían estar como una tira en rulo que empieza y termina en la línea que separa los grupos 3B y 4B).

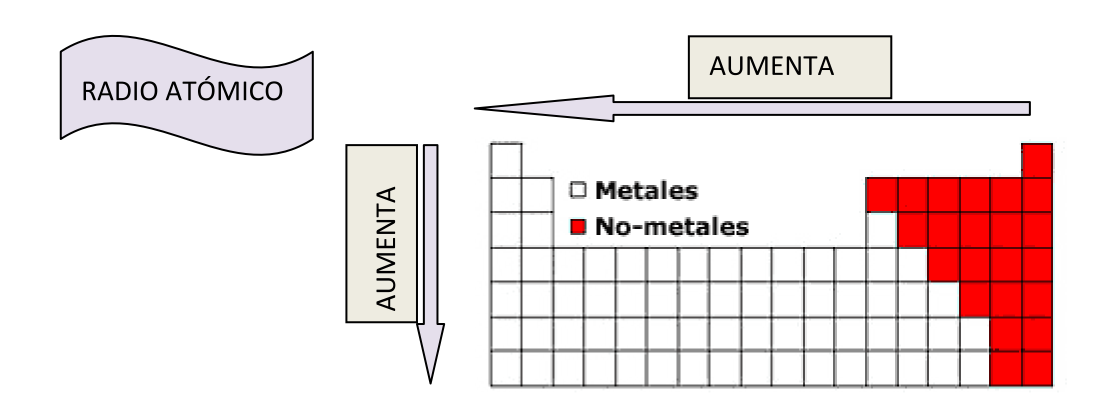
Debido a que esta tabla aun tiene varios inconvenientes que hemos mencionado: la ubicación del hidrógeno, de los lantánidos y de los actínidos, todos los años surgen nuevas propuestas de modificaciones en la tabla periódica que intentan solucionar estos inconvenientes. No obstante, en general son mucho más complejas y no han sido adoptadas. La única excepción es, probablemente la llamada tabla "larga" que implica poner los lantánidos y actínidos a continuación de los dos primeros grupos como muestra la figura.



A continuación, vemos simplemente a título pictórico algunas de las tantas tablas periódicas que se proponen año a año. Si te interesa, podés buscar las ventajas y desventajas de cada una.

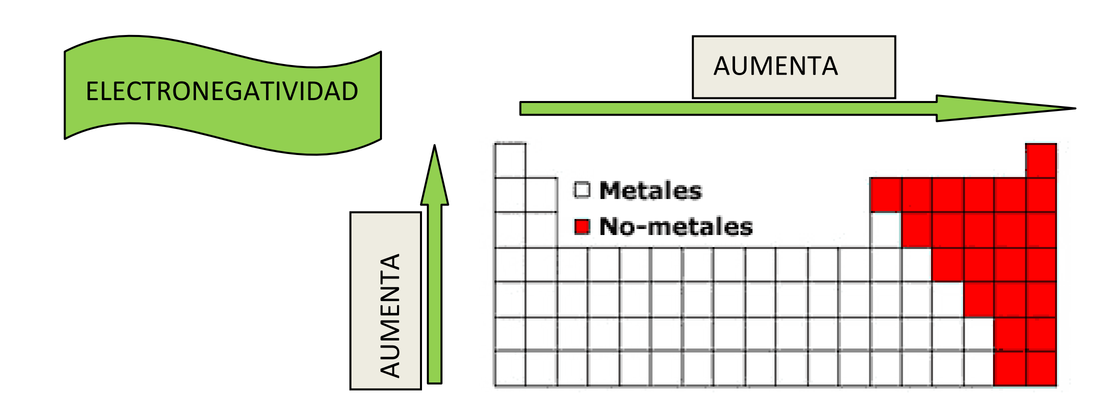


Una ventaja de la organización de los elementos en la tabla periódica es la variación regular de muchas propiedades. Algunas de estas propiedades son el **radio atómico** que es una medida del tamaño de los átomos y que varía en la tabla aumentando de derecha a izquierda y de arriba hacia abajo.



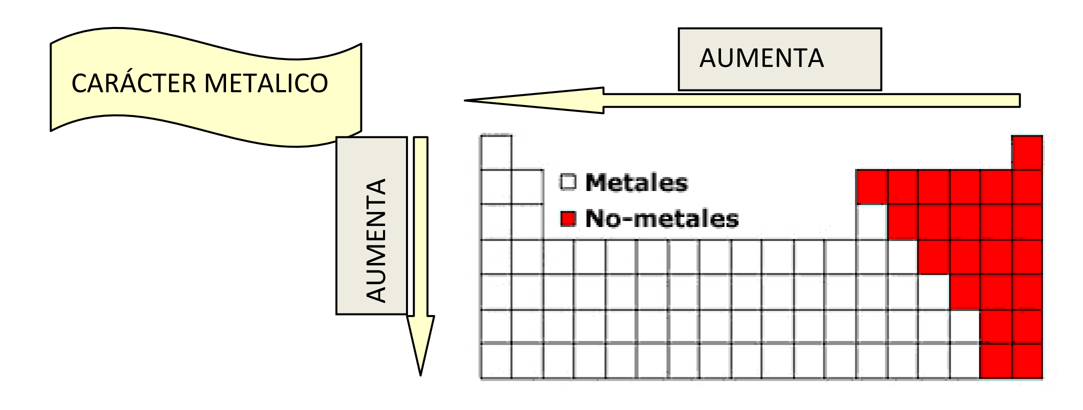
Los átomos que pierden o ganan electrones, es decir, se transforman en especies cargadas (iones), modifican su radio. Cuando un átomo gana electrones, se carga negativamente y el ion se denomina anión; su radio será siempre mayor al radio del átomo original. Por otro lado si un átomo pierde electrones, se carga positivamente, el ion se denomina catión y su radio será menor al del átomo original.

Otra propiedad relevante es la **electronegatividad** que indica la tendencia de un elemento a ganar electrones cuando está unido a otro elemento. Su variación es exactamente opuesta a la del radio atómico.



En general, los metales tienen baja electronegatividad y tenderán a perder electrones cuando se unen a otros, mientras que los no metales hacen exactamente lo contrario. La teoría del octeto predice el número de electrones que tenderá a ganar o perder un elemento al combinarse. Esta teoría parte del análisis de la particular estabilidad de los gases nobles. El análisis de esta teoría excede el marco de este libro.

Finalmente, analicemos otra propiedad periódica como el **carácter metálico** que engloba las propiedades típicas de los metales: buena conducción eléctrica, maleabilidad y ductilidad, baja electronegatividad, etc. Si bien estas propiedades no varían todas del mismo modo en la tabla, generalmente el carácter metálico se asocia con la variación de la electronegatividad: cuánto menos electronegativo, más carácter metálico.



Elementos químicos esenciales en Agronomía

Los elementos esenciales para el desarrollo de todas las plantas son 16 y 4 de ellos son esenciales sólo para algunas (ver Tabla 1). Todos ellos desempeñan funciones muy importantes en la vida de la planta y cuando están presentes en cantidades insuficientes, pueden producir grandes alteraciones y reducir notablemente el crecimiento. Estos mismos elementos se convierten en tóxicos cuando exceden un cierto nivel.

Los macronutrientes o elementos primarios son los que se requieren en grandes cantidades: N, P, K, S, Ca y Mg. Los micronutrientes, denominados también oligoelementos o elementos trazas, son aquellos utilizados por las plantas superiores en muy pequeñas cantidades, ellos son: Fe, Mn, Cu, Zn, B, Mo y Cl. El boro es esencial para las plantas, pero no lo es para los animales, pero éstos requieren también de Na, I, Se y Co.

Tabla 1. Elementos químicos esenciales para las plantas

Nutrientes Esenciales para las plantas			
Para todas			Para algunas
En cantidades grandes		En cantidades pequeñas	En cantidades pequeñas
Extraídos por lo general del aire, en forma de CO_2, o del agua del suelo	De los sólidos del suelo	De los sólidos del suelo	De los sólidos del suelo
1. Carbono 2. Hidrógeno 3. Oxígeno	4. Nitrógeno 5. Fósforo 6. Potasio 7. Calcio 8. Magnesio 9. Azufre	10. Hierro 11. Manganeso 12. Boro 13. Molibdeno 14. Cobre 15. Cinc 16. Cloro	17. Sodio 18. Silicio 19. Cobalto 20. Vanadio

En general, los macronutrientes son mucho menos tóxicos que los micronutrientes y la concentración de los primeros puede superar el nivel óptimo sin que se vea afectado el crecimiento.

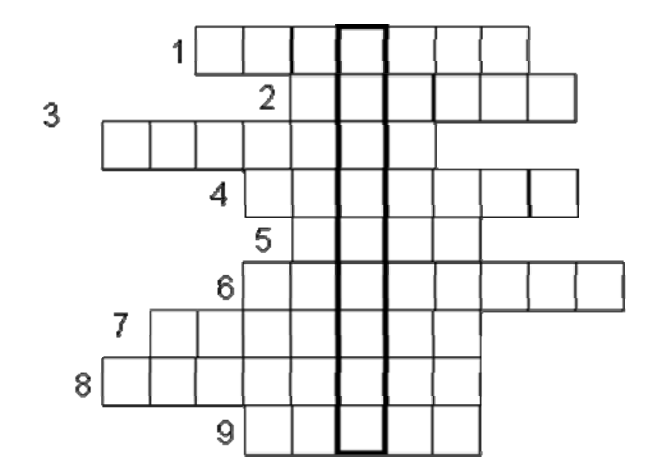
Existen otros elementos que no son esenciales, pero que las plantas los absorben del suelo cuando están presentes, como Ni, Pb, Hg, As, Li, Rb, Se. Un elemento no esencial abundante en la corteza terrestre y, por ende, en suelos es el aluminio. El Al es absorbido por las plantas causando ciertas alteraciones, como por ejemplo la conversión de hortensias de color rosa en color azul-violáceo.

EJERCICIOS DE APLICACIÓN

1) a) Clasificación de macro y micro elementos. ¿Por qué se los clasifica así para las plantas?
   b) ¿Qué enfermedades sufren las plantas por falta o exceso de cada uno de estos elementos?
   c) Indicar cuáles son metales alcalinos, alcalino-térreos, metales de transición o elementos representativos.

2) a) Para cada uno de los elementos de la tabla, establecer el símbolo químico, indicando número atómico (Z), número másico (A).
   b) ¿Cuáles de ellos presentan isótopos? ¿Cuántos y qué números másicos tienen? Calcule en número de neutrones (N) de cada uno.

3) Complete con los nombres de elementos y compuestos y encuentre la palabra dentro de la zona remarcada. Es un elemento nutriente muy importante para las plantas.



1. Fertilizante gaseoso cuya fórmula es NH_3.
2. Microelemento para la planta, es un metal de transición que forma complejos quelatos con Ácido cítrico y es almacenado en hoja como ferritina.
3. Elemento metálico necesario para la fijación biológica de nitrógeno en leguminosas y componente de la vitamina B12.
4. Elemento principal de la materia orgánica, denominado oro negro. También constituye el CO_2 y los carbonatos.
5. Microelemento esencial para las plantas perteneciente al Grupo IIIA, período 2.
6. Elemento del grupo IIA, período 3 que constituye el átomo central de la molécula de clorofila.
7. Elemento del grupo VIA que está presente en el aire que respiramos y en el agua.
8. Catión correspondiente a la sal $Al_2(SO_4)_3$.
9. Compuesto diatómico formado por el elemento Cl.

4) El cloro tiene 2 isótopos, el ^{35}Cl y el ^{37}Cl. Si la masa atómica promedio del cloro es 35,5, calcule la abundancia relativa de cada uno. (Ayuda: para resolver este problema debés plantear un sistema de ecuaciones con 2 incógnicas, ¡¡para ello debés recurrir a tus conocimientos de matemática del secundario!!).

5) Enumerar todas las partículas subatómicas (protones, neutrones y electrones) de las siguientes especies:

$^{14}_{6}C$ $^{32}_{16}S^{=}$ $^{16}_{8}O$ $^{24}_{12}Mg^{+2}$ $^{2}_{1}H^{+}$ $^{35}_{17}Cl^{-}$

p+

N

e-

6) Indicar si dos átomos neutros de un mismo elemento pueden poseer distinto número: a) de protones, b) de neutrones, c) de electrones, d) atómico, e) másico. Justifique.

7) Completar la siguiente tabla:

Especie	Z	p+	e^-	N	A
N^{-3}	7				14
Na		11		12	
Al^{+3}			10	14	

8) Indique cuáles de las siguientes sustancias son elementos y cuáles compuestos. Justifique adecuadamente:

H_2O, Cl_2, Al, HCl, H_2, Xe, Cu, NaI, Rn, I_2, $MgCl_2$, SH_2, P_4, Ni, S_8.

9) a) Determinar el número de protones y electrones de las siguientes especies:

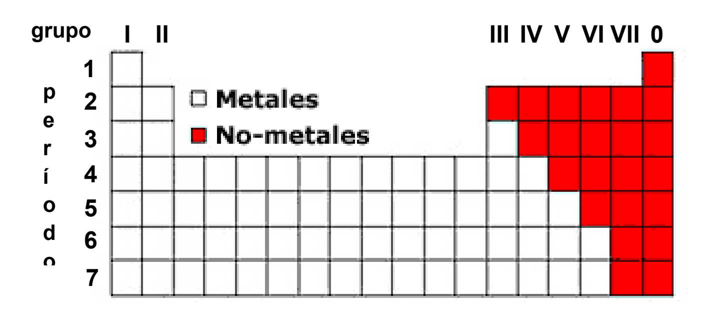
Cl^- (z=17) Ar (z=18) Na^+ (z=11) $S^=$ (z=16)

F^- (z=9) Ne (z=10) K (z=19) Ca^{++} (z=20)

b) Agrupar en partículas isoelectrónicas.

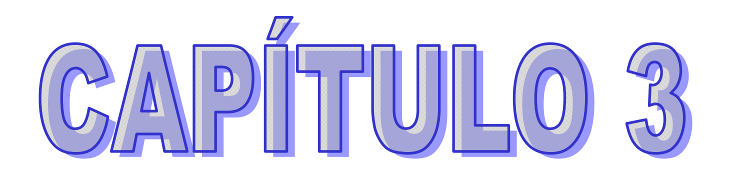
c) Un ion A tiene 10 electrones, 8 protones y 8 neutrones, escriba su símbolo nuclear.

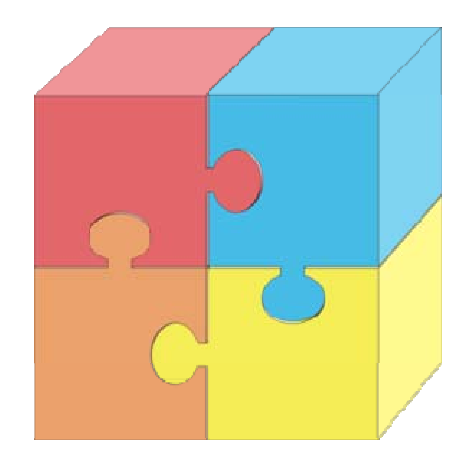
10) Dados los siguientes elementos: $^{40}_{20}A$ y $^{35}_{17}B$



a) Sabiendo que ambos elementos pertenecen a los Grupos A, ubicar ambos elementos en la siguiente Tabla Periódica, indicando grupo y período de cada uno.

b) ¿Cuál de ellos tendrá: i) mayor carácter metálico, ii) mayor electronegatividad, iii) mayor radio atómico?





LAS FÓRMULAS Y LOS NOMBRES

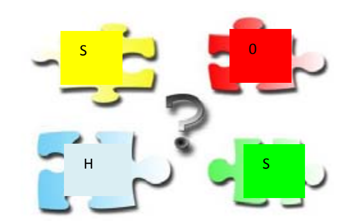
Pedro conocía los elementos y sabía que algunos eran muy importantes para los vegetales; entre ellos era especialmente importante el nitrógeno. Hasta entoces, Pedro no había pensado que eso podría ser crítico porque alguien le había dicho alguna vez que el aire tenía fundamentalmente nitrógeno además de oxígeno. Supuso que eso era suficiente para que las plantas no tuvieran problemas para incorporarlo. No obstante, algunos artículos de divulgación que hablaban de la "pérdida de nitrógeno" en los suelos, le hizo reflexionar sobre el tema. Su padre le había comentado que para ciertos cultivos era importante realizar una inoculación de bacterias para capturar nitrógeno. Decidió investigar por su cuenta y luego de buscar en libros y en internet, encontró que la fijación del nitrógeno del aire (nitrógeno "atmosférico") sólo podía realizarse mediante la acción de algunos microorganismos especializados que lo transformaban en otras especies químicas que luego las plantas podían metabolizar. Por más que buscaba una explicación relativamente simple, todos los textos en mayor o menor medida incorporaban fórmulas químicas complicadas. Pedro no tenía deseos de detenerse en ellas; eso le recordaba sus clases de Química que

jamás había disfrutado y la principal razón es que ¡debía aprenderse esas fórmulas de memoria! A él nunca le había gustado aprender de ese modo pero a su profesor de Química le parecía natural que las recordase (como él parecía hacer con facilidad) e insistía en que aprenderlas era esencial "porque constituían el idioma de la química y el modo de comunicarse sin confusiones".

Cuando se convenció de que sería difícil entender nada que implicase fórmulas químicas si no era capaz de escribirlas y de nombrarlas, decidió buscar algunos libros en la biblioteca de la facultad. Le costó bastante encontrar libros que incluyeran el tema pero luego de preguntar a la persona que atendía en la biblioteca, se decidió por un par de libros que eran los que habitualmente sacaban los alumnos que cursaban Química. El primero tenía una parte de un capítulo dedicada al tema (ahora sabía que estaba intentando aprender "formulación y nomenclatura") pero el comienzo no era alentador; empezaba hablando de la formación de los óxidos básicos e inmediatamente escribía:

$$2\ Ca + O_2 \rightarrow 2\ CaO$$

Esto le recordaba demasiado a sus duras clases de Química y decidió dejar el libro. Se sentía desanimado mientras hojeaba el segundo libro para alcanzar el capítulo correspondiente. Cuando llegó al capítulo le llamó la atención que la figura en la portada era un chico armando estructuras con piezas y que éstas tuvieran los símbolos de los elementos. El prólogo comentaba precisamente que la formulación consistía esencialmente en un proceso de armado de piezas más complejas a partir de otras más simples, tan sólo obedeciendo reglas concretas. Eso parecía diferente a lo que le habían enseñado y ¡bastante más sencillo también! Tendría que leer el capítulo.



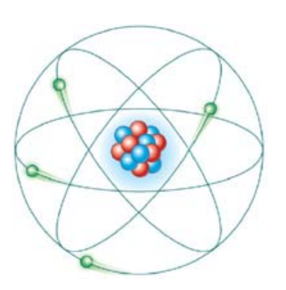
El libro indicaba que era posible utilizar ciertos conceptos inventados con alguna conexión con la realidad física y que permitían no solo formular sino

también nombrar a los compuestos que se formaban. El concepto que se utilizaba en el libro era el de estado de oxidación.

Número de oxidación

Quizás hayas utilizado alguna vez el término "valencia" para describir matemáticamente cómo se encuentra combinado un determinado elemento en sus compuestos. Un concepto relacionado con aquél, pero de mayor utilidad, es el que se conoce como número de oxidación (que indica el estado de oxidación, concepto que se usa frecuentemente como sinónimo del número de oxidación) que surge de la asignación teórica, a modo de reparto, de los electrones que permiten que los átomos se unan entre sí dando nuevos compuestos.

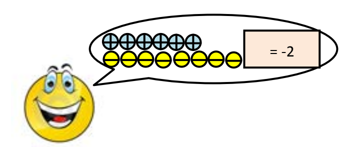
Existe una propiedad de los átomos que puede ser usada para tal asignación y es la llamada electronegatividad; para una definición adecuada y correcta deberíamos discutir temas vinculados con la estructura atómica y molecular pero por el momento, no profundizaremos demasiado en este concepto.



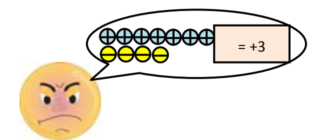
Es suficiente recordar que los átomos presentan internamente partículas de carga positiva (protones; rojos en la figura) localizadas en el centro mismo del átomo (junto a neutrones, sin carga, azules en la figura) y sin chances de ser intercambiadas y partículas de carga negativa (electrones; verdes en la figura) ubicados en la corteza externa y que pueden ser intercambiados o compartidos cuando los átomos se unen entre sí. El número de oxidación nos permitirá indicar que algunos átomos "ganen" electrones respecto de los que tenían originalmente adquiriendo estados (de oxidación) negativos ya que los electrones tienen ese tipo de carga mientras que otros átomos "pierden" electrones adquiriendo estados de

oxidación positivos (tienen un exceso de carga positivas respecto de las negativas).

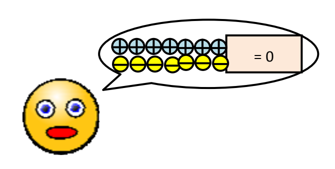
Si un elemento posee número de oxidación -2 significará que le asignamos dos electrones más que en su estado neutro.



Por otro lado, si posee un número de oxidación +3 significará que tiene tres electrones menos.



Un átomo de un elemento tendrá un número de oxidación "cero" si no está combinado con otros elementos y está aislado o unido a átomos del mismo elemento.



Antes de avanzar, es importante aclarar que esta asignación de estados y números de oxidación no significa necesariamente una transferencia real de electrones y es, en cambio, un número que nos permitirá formular los compuestos y nombrarlos de un modo sencillo.

La asignación correcta de los estados de oxidación de los átomos de una especie química, se debe realizar a través de la estructura electrónica de las mismas que, como hemos dicho, se escapa de las intenciones de este capítulo. Afortunadamente no es necesario desarrollar todo el mecanismo indicado para efectuar dichas asignaciones en cada compuesto, sino que puede arribarse a los mismos resultados de manera mucho más sencilla observando las siguientes reglas generales que se han deducido a partir de la observación de un gran número de compuestos:

1.- El número de oxidación de un elemento en estado libre - es decir, que no está combinado con átomos de otro elemento-, como: Fe, F_2, O_2, O_3, P_4, etc., es cero.

2.- La suma algebraica de los números de oxidación de los átomos de un compuesto es cero.

3.- El número de oxidación de un ion monoatómico - como: Na^{+}, Cl^{-}, $S^{=}$, Fe^{+3}, etc.- es igual a su carga.

4.- La suma algebraica de los nümeros de oxidación de los átomos de un ion poliatómico - como: $SO_4^{=}$, NO_3^{-}, NH_4^{+}, etc.- es igual a la carga del ion.

5.- El hidrógeno combinado generalmente posee número de oxidación +1, excepto en los hidruros - compuestos que forma con metales (de los grupos IA y IIA- de la tabla periódica)- en los que le corresponde el estado –1.

6.- El oxígeno por lo general posee número de oxidación –2, excepto en los peróxidos - como el H_2O_2 (agua oxigenada) - en que posee –1.

7.- Los halógenos (elementos del grupo VIIA de la tabla periódica) poseen número de oxidación -1 cuando están combinados con hidrógeno o con metales.

8.- Los metales tienen número de oxidación positivos cuando están combinados con otros elementos.

Apliquemos estas reglas en algunos ejemplos, obteniendo el estado de oxidación del elemento central de las siguientes especies:

a) H_2CO_3 (ácido carbónico)

Aplicando las reglas 2, 5 y 6, podemos escribir:

N^o de oxid. del C + 3 × (N^o de oxid. del O) + 2 × (N^o de oxid. del H) = 0

N^o de oxid. del C + 3 × (–2) + 2 × (+1) = 0. Por lo tanto:

N^o de oxid. del C = 6 – 2 = +4

b) Al_2O_3 (óxido de aluminio)

Aplicando las reglas 2 y 6:

2 × (N° de oxid. del Al) + 3 × (–2) = 0, y de aquí que:

N° de oxid. del Al = 6/2 = +3

c) NO_3^- (ion nitrato)

N° de oxid. del N + 3 × (–2) = –1

N° de oxid. del N = –1 + 6 = +5

d) $Cr_2O_7^{=}$ (ion dicromato)

2 × (N° de oxid. del Cr) + 7 × (–2) = –2

N° de oxid. del Cr = (–2 + 14)/2 = +6

Para asentar estas observaciones, intente establecer el número de oxidación de los elementos de los siguientes compuestos:

a) N_2O_5 Rta: N: +5; O: –2

b) $CaBr_2$ Rta: Ca: +2; Br: –1

c) HNO_2 Rta: N: +3; H: +1

d) $NaClO_4$ Rta: Cl: +7; Na: +1

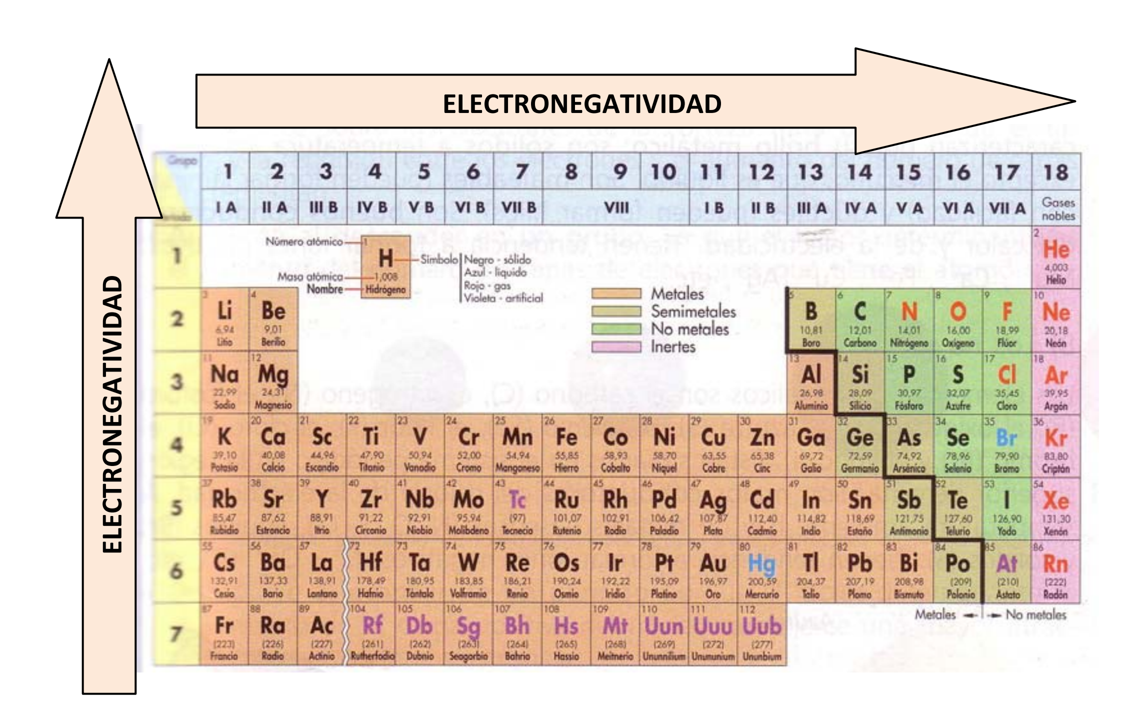
e) $MgSO_4$ Rta: S: +6; Mg: +2

f) Al_2S_3 Rta: Al: +3; S: –2

Estado de oxidación y tabla periódica

Aun sin discutir con detalle las razones para su variación en la tabla periódica, la ubicación de los elementos en ella define los números de oxidación que pueden poseer.

En la mayoría de las tablas periódicas puede observarse, tal como se mencionó en el capítulo 2, una línea más gruesa que baja formando una escalera desde el elemento boro (B) y hacia abajo y a la derecha. Esa línea deja a la derecha a los no metales (a los que debería agregarse el hidrógeno que ha quedado a la izquierda por otras razones) mientras que los metales se ubican a la izquierda. Aunque algunos elementos pueden tener un comportamiento ambiguo, esta separación será suficiente para resolver la mayoría de los problemas de formulación y nomenclatura. La tabla que se muestra a continuación distingue metales, no metales y también semimetales (con comportamiento intermedio) e inertes (prácticamente no se combinan con otros elementos).



La electronegativad varía de modo regular en la tabla incrementándose hacia arriba y hacia la derecha. Eso provoca que, como hemos anticipado, los elementos metálicos se presenten siempre con estado de oxidación positivo, mientras que los no metales pueden actuar con estado de oxidación positivo o negativo, a excepción de los dos más electronegativos -el flúor y el oxígeno- que siempre lo hacen con estado de oxidación negativo (realmente cuando se combinan entre ellos dos, el oxígeno actúa con estado de oxidación positivo, pero en compuestos no muy conocidos).

El número del grupo (con el que se distingue a las diferentes columnas de la tabla) al que pertenece un elemento es el factor más orientador para establecer a priori su(s) posible(s) estado(s) de oxidación.

Con respecto a los estados de oxidación positivos, los únicos elementos que actúan siempre con el mismo número son los de los grupos IA (lo hacen con el estado +1), y IIA (actúan con +2), a los que debemos agregar: el aluminio (+3), el boro (+3), la plata (+1), el cinc (+2) y el cadmio (+2), para mencionar los más comunes. Los elementos restantes presentan más de un estado positivo, pero de todos modos, el número del grupo al que pertenece cada uno indica el "máximo" número de oxidación que puede adoptar. Esto es aplicable especialmente a los elementos representativos, pues algunos elementos de transición nunca alcanzan el número que indicaría su correspondiente grupo (caso del hierro, cobalto y níquel a los que no se les conoce el estado +8) y, por otro lado, algunos pocos exceden ese número (como el cobre, que perteneciendo al grupo IB, presenta como estado más frecuente, el +2); pero podemos considerar a estos casos como excepciones a la regla orientadora destacada más arriba.

Por otro lado, los elementos que pueden actuar con estados de oxidación negativos (los no metálicos), generalmente presentan el mismo número, el cual puede deducirse restándole 8 al número del grupo al cual pertenece cada uno. Esto es: los del grupo V (N, P, etc.) actúan con –3, los del grupo VI (O, S, etc.), lo hacen con –2, y los halógenos con –1. A lo indicado debemos agregar el

estado –1 que presenta el oxígeno en los peróxidos, y los estados –1 y –2 que suele adoptar el nitrógeno en algunos compuestos orgánicos.

De esta manera hemos brindado un panorama generalizado de los diferentes estados que adquieren los elementos en sus compuestos.

Creemos que vale la pena intentar resolver nuevos problemas.

Establecer el número de oxidación de los elementos de los siguientes compuestos:

a) N_2O_3 b) $NaNO_3$ c) $MgCl_2$

d) $KClO_3$ e) $MgSO_3$ f) $Al_2(SO_4)_3$

Rtas: a) N: +3; O: –2 b) N: +5; Na: +1 c) Mg: +2; Cl: –1

d) Cl: +5; K: +1 e) S: +4; Mg: +2 f) Al: +3; S: +6

Formulación y nomenclatura de compuestos inorgánicos

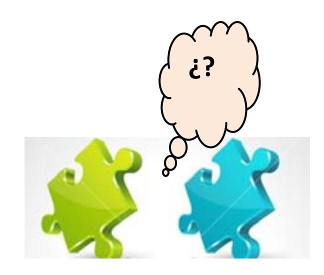
Aquí trataremos de aprender a escribir fórmulas de compuestos inorgánicos y a nombrarlos. Este aprendizaje se desarrolla en gran parte asentado sobre una metodología sistemática que surge de los estados de oxidación de los elementos, y que conduce a la **deducción** del nombre o fórmula de un compuesto, aunque en parte debe recurrirse, inevitablemente, también a la memoria. De todas maneras una intensa ejercitación le permitirá familiarizarse rápidamente con el simbolismo y vocabulario químicos.

Las reglas indicadas aquí son las que rigen de acuerdo a lo establecido en la materia por la I.U.P.A.C. (sigla en inglés para Unión Internacional de Química Pura y Aplicada). En principio, y en forma general, digamos que la porción más positiva de un compuesto se escribe en primer término en las fórmulas, pero se nombra último y generalmente está constituida por un metal

(en óxidos, hidróxidos y sales), el hidrógeno (en los ácidos) o un no metal combinado con otro no metal más electronegativo, como el oxígeno (en los óxidos ácidos), el azufre o los halógenos.

A los efectos de una descripción ordenada y de complejidad creciente, dividiremos a los compuestos en los siguientes tipos:

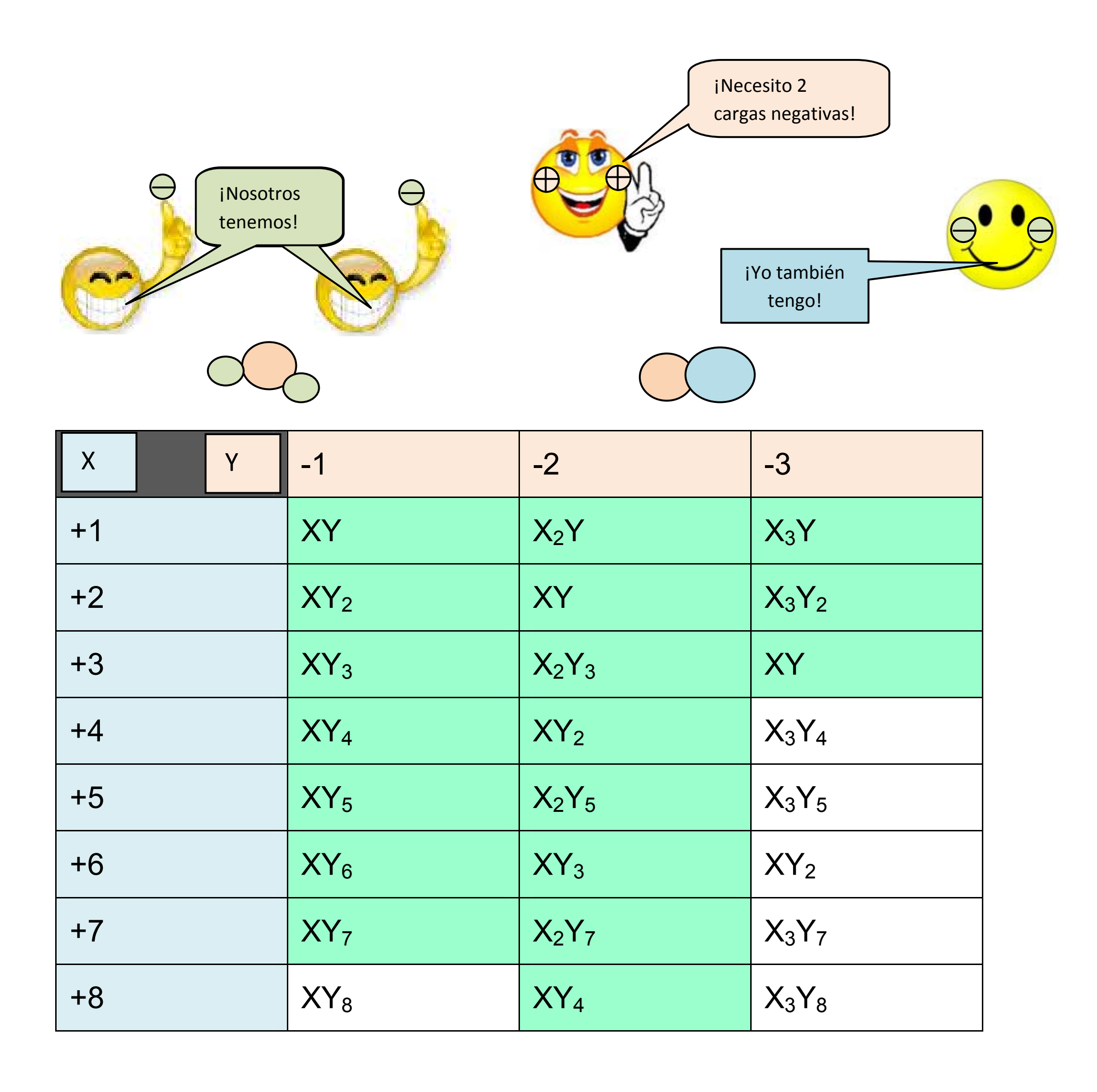
I) Compuestos binarios



Formulación

En los compuestos binarios -formados sólo por dos elementos- uno de los componentes actuará con estado de oxidación negativo -el que sea más electronegativo de los dos- y el otro lo hará con estado positivo, combinados en relación numérica tal que el compuesto sea neutro, lo cual se logra, en principio, mediante la intervención de tantos átomos de cada uno de los elementos como número de oxidación posea el otro, pues de esta manera se neutralizan mutuamente. Esto se indica en las fórmulas, colocando como subíndice de cada símbolo, el número de oxidación del otro elemento, escribiendo en primer término, como ya se indicó el símbolo del que actúa con estado de oxidación positivo. Ahora bien, si los números de oxidación son iguales, -aunque, obviamente, de signo contrario- la mencionada neutralización se alcanza con la simple intervención de un átomo de cada elemento, independientemente de que dichos números sean superiores a uno, y como consecuencia, a cada símbolo le corresponde el subíndice "1"- el cual, por costumbre, se omite - del mismo modo que si el compuesto estuviera formado por un átomo monopositivo y uno mononegativo. Veamos un ejemplo de cada caso: la fórmula del compuesto que forman el oxígeno con estado –2 y el calcio con +2 debe escribirse: CaO, el que forman el hidrógeno (+1) con el cloro (–1),

se formula: HCl. Además, si los subíndices surgidos de la colocación de los estados de oxidación "cruzados", son distintos pero múltiplos entre sí, se simplifican a la mínima expresión. Esta situación se presenta, por ejemplo, si se desea escribir la fórmula del compuesto que forman el plomo (+4) con el oxígeno (–2): en principio, colocando los subíndices de acuerdo a los números "cruzados" se obtiene la fórmula Pb_2O_4 , la cual puede simplificarse a PbO_2. Obviamente, aquí se está suponiendo que la fórmula mínima así obtenida corresponde a la verdadera fórmula molecular, caso contrario debe indicarse la composición real de la molécula a través de la fórmula múltiplo de la mínima.



X / Y	-1	-2	-3
+1	XY	X_2Y	X_3Y
+2	XY_2	XY	X_3Y_2
+3	XY_3	X_2Y_3	XY
+4	XY_4	XY_2	X_3Y_4
+5	XY_5	X_2Y_5	X_3Y_5
+6	XY_6	XY_3	XY_2
+7	XY_7	X_2Y_7	X_3Y_7
+8	XY_8	XY_4	X_3Y_8

Fórmulas posibles de acuerdo a los estados de oxidación de los dos elementos. Se han resaltado en verde los que suelen encontrarse habitualmente.

Veamos algunos ejemplos...

Escribir las fórmulas de los compuestos que forman los siguientes pares de elementos, cada uno actuando con el número de oxidación que se indica entre paréntesis.

a) Hierro (+3) con azufre (–2) b) Sodio (+1) con oxígeno (–2)

c) Cobre (+2) con azufre (–2) d) Aluminio (+3) con nitrógeno (–3)

e) Cromo (+6) con oxígeno (–2) f) Fósforo (+5) con cloro (–1)

Resolución

a) Intercambiando los números de oxidación se deben unir 2 átomos de hierro con 3 de azufre: Fe_2S_3.

Puede comprobarse la neutralidad multiplicando el número de oxidación de cada elemento por su correspondiente subíndice, obteniéndose de esta manera, el número de cargas que "aporta" cada uno, cuya suma, obviamente debe ser cero:

$2 \times (+3) + 3 \times (-2) = 0$

b) Colocando los números de oxidación "cruzados" se arriba directamente a la fórmula sin pasos adicionales: Na_2O

c) La fórmula surge en primera instancia: Cu_2S_2 puede simplificarse a la expresión correcta: CuS.

Siguiendo las indicaciones, podrá llegar sin dificultades a las siguientes fórmulas en los ejemplos restantes:

d) AlN e) CrO_3 f) PCl_5

Nomenclatura

Ya se mencionó que, aunque en la fórmula se coloca en último término, el elemento más electronegativo se nombra primero, y en el caso de los compuestos binarios, a su nombre se le agrega la terminación "uro", excepto cuando se trata del oxígeno, en cuyo caso se lo indica directamente como "óxido". Luego se nombra el otro elemento colocando la preposición "de" entre ambos. Cuando el compuesto en cuestión es el único que forman ambos elementos, no se requiere información adicional, como en los siguientes:

H_2S: "sulfuro de hidrógeno"

HBr: "bromuro de hidrógeno"

$CaCl_2$: "cloruro de calcio"

K_2O: "óxido de potasio"

Al_2S_3: "sulfuro de aluminio"

Obviamente, esta situación sencilla, se presenta sólo cuando ambos elementos actúan con un estado de oxidación único, mientras que, si al menos uno de ellos puede actuar con dos o más estados distintos, la nomenclatura debe establecer claramente de cuál se trata. Esta situación es la más frecuente, pues, aunque prácticamente no se presentan estados de oxidación negativos múltiples en un mismo elemento, la mayoría posee dos o más estados de oxidación positivos, a excepción de los elementos ya mencionados.

La especificación del compuesto formado puede efectuarse mediante alguno de los tres sistemas de nomenclatura siguientes, según la I.U.P.A.C.:

a) Sistema de prefijos griegos

Es el sistema de nomenclatura de aplicación más sencilla, según el cual, se indica directamente el número de átomos de cada elemento que posee el compuesto, es decir, el subíndice que afecta a cada símbolo en su fórmula mediante prefijos griegos de significado numérico, cuya lista se expone a continuación:

Prefijo	**Número**	**Prefijo**	**Número**
Mono	1	Hexa	6
Di	2	Hepta	7
Tri	3	Octa	8
Tetra	4	Nona	9
Penta	5	Deca	10

Podemos ver algunos ejemplos...

P_2O_5 "pentóxido de difósforo"

As_2S_3 "trisulfuro de diarsénico"

As_2S_5 "pentasulfuro de diarsénico"

N_2O "monóxido de dinitrógeno"

El prefijo "mono" no se indica cuando el subíndice 1 le corresponde al elemento electropositivo:

SO_2 "dióxido de azufre"

PCl_3 "tricloruro de fósforo"

CCl_4 "tetracloruro de carbono"

Arriba se calificó a este sistema como el de aplicación más sencilla, por el hecho de que su uso no requiere tener presente los estados de oxidación, efectuándose de manera totalmente directa la traducción nombre-fórmula y viceversa.

b) Nomenclatura sistemática de Stock o de numeración romana

En este sistema, se indica el estado de oxidación del elemento electropositivo mediante un número romano colocado entre paréntesis a continuación de su nombre. Cuando se expresa oralmente el nombre del compuesto, se lo menciona como número cardinal.

Veamos algunos ejemplos....

$CuCl$ "cloruro de cobre (I)" (léase: "cloruro de cobre uno")

$CuCl_2$ "cloruro de cobre (II)"

FeS "sulfuro de hierro (II)"

Fe_2S_3 "sulfuro de hierro (III)"

N_2O_5 "óxido de nitrógeno (V)"

Cl_2O_3 "óxido de cloro (III)"

SnO_2 "óxido de estaño (IV)"

Como puede observarse, la lectura de una fórmula mediante este sistema, exige conocer cuáles son los estados de oxidación con que actúan ambos elementos en ese compuesto. De todas maneras, en la práctica todo se reduce a una rápida deducción a partir de la fórmula, del estado de oxidación

del elemento electropositivo, ya que al estado de oxidación del elemento electronegativo por lo general se lo tiene presente como consecuencia de que casi siempre es el mismo para un elemento dado.

Existe tendencia general a aplicar el método de los prefijos griegos a los compuestos formados por dos elementos no metálicos, mientras que con los números romanos se acostumbra a indicar el estado de oxidación de los metales, aunque en ninguno de los dos casos existe exclusividad, siendo lícita la utilización de cualquiera de los dos sistemas para ambos tipos de compuestos. Por ejemplo, el último compuesto de la lista de ejemplos mostrada más arriba, es nombrado mucho más frecuentemente como "dióxido de estaño", a pesar de que contiene un elemento metálico, y por otro lado, el compuesto de fórmula As_2S_5 es más conocido como "sulfuro de arsénico (V)".

c) Sistema clásico o funcional

Se trata del antiguo método que agrega la terminación "-oso" o "-ico" al elemento electropositivo, según actúe con el menor o con el mayor estado de oxidación, respectivamente. Debemos señalar que la I.U.P.A.C. ha reemplazado a este método por el de los números romanos o de Stock, pero de todas maneras, dado que aún hoy permanece bastante arraigado en el léxico químico, tanto en la bibliografía como en el lenguaje de comunicación de la mayoría de los docentes, lo hemos incluido aquí.

Este método es el que exige mayor memorización de los estados de oxidación de los elementos, pues, aunque uno los deduce rápidamente de la fórmula, se deben conocer los otros estados posibles con que se puede presentar el elemento electropositivo, para decidir si el que posee en el compuesto dado es el menor o el mayor, y en base a ello nombrarlo. Además pierde efectividad cuando el elemento posee más de dos estados posibles. En principio, cuando existen tres estados de oxidación se agrega un prefijo ("per" o "hiper") al de mayor estado de oxidación para distinguirlo. Si existe un cuarto

estado de oxidación, la diferenciación se hace asignándole un prefijo ("hipo") al de menor estado de oxidación.

Una aplicación inmediata sería el caso de los potenciales óxidos que podrían formar los halógenos (con excepción del F), estos son: X_2O, X_2O_3, X_2O_5 y X_2O_7 (con X indicamos a cualquiera de los halógenos). Puede comprobarse que los números de oxidación del halógeno son +1, +3, +5 y +7, respectivamente. Los óxidos con estados de oxidación más bajos (+1 y +3) para el halógeno recibirán la terminación "oso" y para distinguirlos usaremos el prefijo "hipo" para el de número de oxidación +1. Por el contrario, los otros dos (+5 y +7) recibirán la terminación "ico" y para distinguirlos usaremos el prefijo "per" para el de número de oxidación +7. Así, si el halógeno fuese cloro, los nombres serán: óxido hipocloroso, óxido cloroso, óxido clórico y óxido perclorico.

Aún así, el problema no resuelve el tener que saber y recordar todos los números de oxidación de un elemento y no puede ser usado cuando existen más de cuatro números de oxidación distintos para un elemento (hecho poco frecuente pero que se encuentra para algunos elementos).

Los siguientes nombres corresponden, según este sistema, a los compuestos de la lista con que se ejemplificó el sistema de Stock. A modo de ejercitación trate de escribir sus fórmulas sin observar dicha lista: cloruro cuproso; cloruro cúprico; sulfuro ferroso; sulfuro férrico, óxido cloroso; óxido estánnico.

Veamos otros ejemplos... ***cuantos más resuelvas, más claro quedará el tema.***

Nombrar los siguientes compuestos según los 3 sistemas de nomenclatura:

a) $FeBr_2$ b) As_2O_3 c) $HgCl_2$ d) Sb_2S_3

e) PbI_2 f) Au_2S_3 g) SnF_4 h) CuO i) PI_5

Respuesta:

Prefijos griegos	Sistema de Stock	Sistema funcional
a) dibromuro de hierro	bromuro de hierro (II)	bromuro ferroso
b) trióxido de diarsénico	óxido de arsénico (III)	óxido arsenioso
c) dicloruro de mercurio	cloruro de mercurio (II)	cloruro mercúrico
d) trisulfuro de diantimonio	sulfuro de antimonio (III)	sulfuro antimonioso
e) diyoduro de plomo	yoduro de plomo (II)	yoduro plumboso
f) trisulfuro de dioro	sulfuro de oro (III)	sulfuro áurico
g) tetrafluoruro de estaño	fluoruro de estaño (IV)	fluoruro estánnico
h) monóxido de cobre	óxido de cobre (II)	óxido cúprico
i) pentayoduro de fósforo	yoduro de fósforo (V)	yoduro fosfórico

Otro ejemplo:

Escribir las fórmulas de los siguientes compuestos:

a) sulfuro de aluminio b) fluoruro estañoso

c) óxido de arsénico (V) d) dióxido de titanio

e) nitruro de magnesio f) tetróxido de dinitrógeno

g) sulfuro de oro (I)   h) yoduro ferroso

i) tetrafluoruro de silicio

Respuestas:

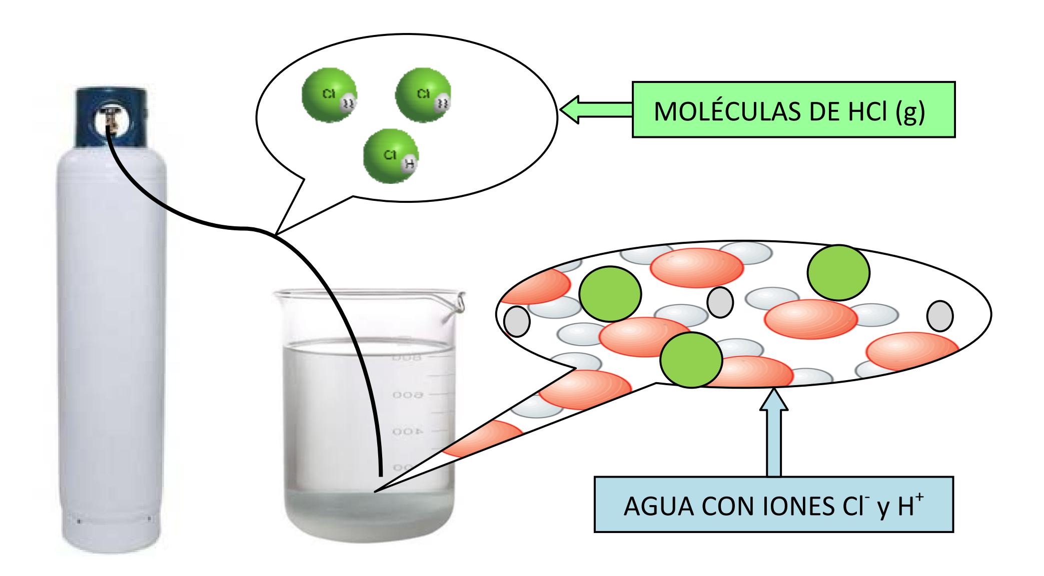
a) Al_2S_3 b) SnF_2 c) As_2O_5 d) TiO_2

e) Mg_3N_2 f) N_2O_4 g) Au_2S h) FeI_2 i) SiF_4

II) Ácidos binarios (hidrácidos)

Al comienzo de este tema figuran como ejemplos, las sustancias: H_2S y HBr, habiéndolas nombrado como: sulfuro de hidrógeno y bromuro de hidrógeno, respectivamente, según la nomenclatura aplicada a los compuestos cuyos elementos poseen un solo estado de oxidación, de modo que no es necesaria ninguna información con respecto a los subíndices (el hidrógeno posee como único estado positivo, el +1, mientras el azufre y el bromo sólo actúan con –2 y –1, respectivamente, como estados negativos).

Ahora bien, algunos de los compuestos binarios en los que el elemento electropositivo lo constituye el hidrógeno, suelen nombrarse como ácidos (las propiedades como ácidos están bien representadas por su tendencia a generar iones hidrógeno o, simplemente, "protones" (H^+), en solución acuosa), ya que ese es su comportamiento cuando son disueltos en agua. Para indicar esa situación, no sólo serán ácidos sino que se le agregará la terminación "hídrico" para indicar que eso ocurre al disolverlos en agua. En aquellos dos casos, sus nombres son: ácido sulfhídrico y ácido bromhídrico, respectivamente.



La situación anterior es estrictamente aplicable para H_2S, HF, HCl, HBr, HI. Otros compuestos binarios que poseen hidrógeno se comportan de un modo distinto e incluso opuesto. Entre las excepciones debemos citar dos compuestos muy conocidos y que usualmente se los distingue por su nombre "trivial": el agua (H_2O) y el amoníaco (NH_3). Además en este último se escribe en primer término el símbolo del nitrógeno, a pesar de ser el que actúa con estado de oxidación negativo (–3).

III) Iones poliatómicos nombrados como iones simples

Existen algunos compuestos que, a pesar de que contienen más de dos elementos, sus nomenclaturas responden a las reglas aplicadas a los compuestos binarios. En general, podemos agruparlos en tres clases, según contengan alguno de los tres iones siguientes:

a) Hidróxidos

Son los compuestos cuya porción negativa está constituida por el ion OH^- (oxhidrilo, o más correctamente hidroxilo), el cual se combina con un catión metálico. Cuando es necesario aclarar el estado de oxidación del metal, se lo

indica mediante el sistema clásico o el de Stock. Por lo general, no se acostumbra aplicar los prefijos griegos a este tipo de compuestos.

Veamos algunos ejemplos...

$Ca(OH)_2$ "hidróxido de calcio"

$Fe(OH)_3$ "hidróxido férrico" o "hidróxido de hierro (III)"

$Mn(OH)_2$ "hidróxido manganoso" o "hidróxido de manganeso (II)"

b) Cianuros

El anión diatómico monocargado CN^- - llamado "cianuro" - se combina con cationes metálicos o con el hidrógeno, formando compuestos que se nombran como binarios. Por ejemplo:

$AgCN$ "cianuro de plata"

HCN "cianuro de hidrógeno" o "ácido cianhídrico"

$Pb(CN)_2$ "cianuro de plomo (II)"

$Fe(CN)_3$ "cianuro férrico" o "cianuro de hierro (III)"

c) Sales de amonio

El catión NH_4^+ -llamado "amonio"- forma compuestos comportándose como si fuera un catión metálico, y así se lo considera a los efectos de su nomenclatura. Dado que siempre actúa con la misma carga (+1), no es necesario el empleo de ningún sistema especificatorio. Veámoslo en los siguientes ejemplos:

$(NH_4)_2S$ "sulfuro de amonio"

NH_4CN "cianuro de amonio"

NH_4Cl "cloruro de amonio"

Uniéndose al OH^- formaría el hidróxido de amonio (NH_4OH), pero no se ha comprobado la existencia de esta especie.

En realidad, como veremos más adelante, existen varios cationes monocargados similares al amonio, formados por otros elementos no metálicos en estado de oxidación negativo unidos al hidrógeno, a los que se les aplica el mismo sistema de nomenclatura que el descripto aquí, pero se ha representado a todos ellos en el amonio por tratarse del más común.

IV) Ácidos ternarios

Los ácidos ternarios son compuestos formados por un elemento no metálico -aunque a veces puede tratarse de un metal de transición- en estado de oxidación positivo, combinado con el oxígeno y el hidrógeno, y se agrupan bajo la denominación general de oxácidos. Pueden representarse por la fórmula general: H_xMO_y en la que M simboliza al elemento central con número de oxidación positivo. Existen ciertos ácidos que poseen más de un átomo del elemento central en sus moléculas -denominados poliácidos-, pero no serán considerados por ahora.

Salvo pocas excepciones, los elementos formadores de oxácidos poseen más de un estado de oxidación positivo, por lo que la nomenclatura de estos compuestos debe indicar unívocamente de cuál se trata en cada caso.

Existen dos tipos de nomenclatura para los oxácidos: la funcional, utilizada tradicionalmente y de mayor difusión aún, y la sistemática o de Stock.

De la misma manera que en los compuestos binarios, esta última nomenclatura provee un mecanismo más claro y sencillo de conversión de un nombre en fórmula y viceversa, pero la nomenclatura funcional permanece tan

arraigada entre nosotros, que nos obliga a darle prioridad en el desarrollo y ejemplificación expuestos aquí.

a) Nomenclatura funcional o clásica

En este sistema, a la palabra "ácido" le sigue el nombre del elemento central - o su raíz latina - al que se le agrega un sufijo para que termine en "-oso" o en "- ico" según actúe en su estado de oxidación inferior o superior, respectivamente. Veamos los ejemplos: H_2SO_3 ("ácido sulfuroso") y H_2SO_4 (ácido sulfúrico"); en el primero, el azufre actúa con número de oxidación +4, mientras que en el último lo hace con +6. Ahora bien, ¿qué sucede con los elementos que poseen más de dos estados de oxidación positivos?. Afortunadamente, esta característica se presenta en muy pocos elementos, siendo típico de los halógenos, que poseen hasta cuatro estados diferentes: +1, +3, +5, +7; ya hemos adelantado la resolución de este tipo de casos en compuestos binarios pero aquí lo repasaremos. En estos casos, se aplica el método de los sufijos descripto a los estados intermedios (+3, +5) y los dos estados extremos se indican agregando un prefijo para cada caso: "hipo -" cuando se trata del mínimo (+1) y "per -"cuando actúan con el máximo (+7). De este modo, los cuatro oxácidos que puede formar el cloro, por ejemplo, según actúe con cada uno de sus cuatro estados de oxidación positivos, son:

Numero de oxidación	**Fórmula**	**Nombre**
+1	$HClO$	Ácido hipocloroso
+3	$HClO_2$	Ácido cloroso
+5	$HClO_3$	Ácido clórico
+7	$HClO_4$	Ácido perclórico

El bromo y el yodo pueden formar ácidos semejantes, a excepción del ácido yodoso (HIO_2) que no se conoce.

De la misma manera que en los compuestos binarios, este sistema de nomenclatura exige el conocimiento previo de los posibles estados de oxidación, en este caso del elemento central, y la rápida determinación del estado que posee en la fórmula dada de un ácido, pues su nombre surge de la combinación de ambos datos, lo que puede considerarse como un inconveniente del método. De todas maneras, los elementos formadores de los oxácidos más comunes no sobrepasan la docena, y de la tabla periódica puede obtenerse en forma directa el máximo estado de cada uno, de acuerdo al grupo de elementos a que pertenezca, debiendo memorizarse los restantes, indefectiblemente.

La determinación del número de oxidación con que actúa el elemento central de un ácido, dada su fórmula, se debe efectuar aplicando las reglas correspondientes, a la fórmula general H_yMO_x. Recordando que el oxígeno actúa con –2 y el hidrógeno con +1, y que la suma total debe ser igual a 0, se puede plantear la siguiente ecuación:

N^o de oxidación de M + x (–2) + y (+1) = 0 de donde, despejando la incógnita:

N^o de oxidación de M = 2 . x – y

Veamos un ejemplo...

HNO_3 N^o de oxidación de N = 2 . 3 – 1 = + 5

El N pertence al grupo V, por lo que +5 es el máximo estado de oxidación, entonces se llama “ácido nítrico“.

Determinar el estado de oxidación del elemento central en los siguientes ácidos:

a) H_2MnO_4 b) HVO_3 c) H_3VO_4 d) HIO_4

e) H_5IO_6 f) H_2SiO_3 g) H_4SiO_4

Rtas.: a) +6; b) +5; c) +5; d) +7; e) +7; f) +4; g) +4

Te invitamos a resolver los ejemplos que siguen.

En la siguiente lista se muestran las fórmulas de la mayoría de los oxácidos más comunes -además de los ya mencionados-, diseñada de manera que puedas utilizarla como ejercicio de autoevaluación. Para ello se han colocado en las dos columnas de la derecha, el estado de oxidación del elemento central y la nomenclatura, pero en un renglón más abajo del que corresponde, y de este modo se puede comprobar si sos capaz de nombrar cada uno, ocultando los renglones que están por debajo de la fórmula en estudio con una hoja de papel, y observando si se lo ha nombrado correctamente cuando pases a la fórmula siguiente.

Fórmula	N° de oxid. Elem. Central	Nombre
H_3PO_4	-	-
H_3PO_3	+ 5	Ácido fosfórico
H_2CO_3	+ 3	Ácido fosforoso
HNO_2	+ 4	Ácido carbónico
HNO_3	+ 3	Ácido nitroso
H_3BO_3	+ 5	Ácido nítrico
H_3AsO_3	+ 3	Ácido bórico
H_3AsO_4	+ 3	Ácido arsenioso
H_5IO_6	+ 5	Ácido arsénico
–	+ 7	Ácido peryódico

Formulación de oxácidos a partir de la nomenclatura funcional

Hasta aquí hemos tratado de nombrar un oxácido dada su fórmula. ¿Existe algún mecanismo que permita deducir unívocamente la fórmula de un ácido a partir de su nombre clásico? Posiblemente conozcas el antiguo y laborioso método consistente en combinar previamente el elemento central con el oxígeno, y luego hacer reaccionar -en el papel, por supuesto- el óxido formado, con agua, obteniendo de esta manera el ácido buscado. En muchos casos esa secuencia de reacciones representa al proceso real de obtención del ácido en el laboratorio o en su producción industrial, y por lo tanto, en ese sentido, el mecanismo seguido puede contener algún valor didáctico. Pero en realidad usualmente no se corresponde con proceso alguno y, adicionalmente, implica conocer el sentido de las ecuaciones químicas que aún no es posible

discutir. Es por eso que aquí vamos a intentar el arribo a la posible fórmula mediante otro mecanismo artificial que permite llegar al mismo resultado en forma mucho más práctica y breve. Consiste en el siguiente procedimiento: dado el elemento central y su estado de oxidación - datos que, obviamente, surgen del nombre del ácido - se neutralizan en exceso sus "cargas" positivas, adicionándole tantos átomos de oxígeno como sean necesarios para que el balance de carga arroje el primer resultado o número negativo, el cual consistirá en –1 ó –2 según los casos, recordando que cada átomo de oxígeno "provee" dos cargas negativas. Luego se neutralizan las cargas negativas resultantes con uno o dos átomos de hidrógeno, respectivamente. A lo largo de la ejemplificación comprobaremos que la carga negativa resultante es (–2) en los casos en que el estado de oxidación es par -con lo cual estos ácidos poseerán 2 átomos de hidrógeno-, mientras que es (–1) cuando el elemento central posee estado de oxidación impar, y como consecuencia, los ácidos de este tipo de elementos poseerán 1 átomo de hidrógeno, al menos en principio.

Ilustremos lo dicho en un par de ejemplos:

- Ácido sulfúrico

De su nomenclatura deducimos que se trata de un ácido del azufre en su máximo estado de oxidación. Dado que este elemento pertenece al grupo VI A de la tabla periódica, el estado será el +6. De modo que partimos con: S(+6) y le asociamos átomos de oxígeno obteniendo sucesivamente: SO(+4) , SO_2(+2), SO_3 y SO_4(–2). Es decir: han sido necesarios 4 oxígenos para alcanzar un estado negativo, al que neutralizamos con 2 hidrógenos, logrando así la fórmula correcta: H_2SO_4.

- Ácido arsenioso

De acuerdo con la nomenclatura, se trata del arsénico en su estado de oxidación inferior. Por lo tanto partiendo de As(+3) y efectuando la "adición" sucesiva de oxígenos, llegamos a la situación: $AsO_2(-1)$, que conduce a la fórmula: $HAsO_2$.

Intenta obtener las otras fórmulas a partir de los nombres correspondientes, como los de la columna de la derecha de la tabla anterior, y comprueba que, invariablemente, si el estado de oxidación de M es impar, se llega a: HMO_x, mientras que si es par, el ácido obtenido responde a la fórmula general: H_2MO_x . En ambos casos, x puede tomar valores entre 1 y 4.

Ahora bien, de acuerdo con lo supuesto aquí, sólo existirían ácidos con uno o con dos átomos de hidrógeno en su molécula, sin embargo, hay ácidos con mayor número de hidrógenos que esos -¡el último indicado en la tabla anterior posee 5! - y más aún: la fórmula del ácido arsenioso obtenida recientemente no coincide con la que figura en esa tabla, a pesar de que en ambas, el arsénico posee estado de oxidación +3. Además, observando la fórmula indicada para el ácido perclórico: $HClO_4$, se esperaría que la correspondiente al ácido peryódico sea: HIO_4, y ésta, sin embargo, difiere bastante de la asignada a este ácido: H_5IO_6. Y podríamos encontrarnos con algunos otros casos similares que, aparentemente, descalificarían al método expuesto para la "construcción" de los ácidos. Aquí cabe preguntarse: ¿cómo es posible que para un elemento dado, actuando con el mismo estado de oxidación, puedan plantearse dos o más fórmulas de ácidos diferentes? La respuesta se obtiene mediante la comparación de los pares de fórmulas correspondientes, tratando de visualizar en qué se diferencian. En los ejemplos mencionados, debemos comparar: $HAsO_2$ con H_3AsO_3 y HIO_4 con H_5IO_6, para lo cual efectuemos la "resta" entre las fórmulas de cada par:

H_3AsO_3	H_5IO_6

Restamos

$\underline{HAsO_2}$	$\underline{HIO_4}$
H_2O	$2\ H_2O$

Resulta evidente que la "discrepancia" es causada por la incorporación de H y O adicionales equivalentes a un cierto número de moléculas de agua a la estructura del ácido cuya fórmula contiene el número mínimo de hidrógenos. Esta característica se presenta en los ácidos de algunos elementos, y debe ser indicada en sus nomenclaturas. La correspondiente indicación se realiza mediante el agregado de sendos prefijos a los nombres de los ácidos que presentan esta característica: "meta -" para referirse a la especie sin moléculas de agua adicionales, y "orto -" para destacar que el ácido contiene una o más moléculas de agua adicionales en su estructura. Si bien estas moléculas de agua no se encuentran como tal en el compuesto, pueden el H y O que aparecen adicionalmente en la formulación del oxácido pueden en la práctica incorporarse por hidratación con agua.

En la tabla siguiente se indican los ácidos más comunes que presentan esta característica, limitándonos siempre a los que contienen un solo átomo del elemento central. Los ácidos que no figuran en esa tabla no incorporan agua a sus moléculas, de modo que contienen solo 1 ó 2 hidrógenos, según número de oxidación impar o par, respectivamente.

$HAsO_2$	Ácido metaarsenioso	H_4SiO_4	Ácido ortosilícico
H_3AsO_3	Ácido ortoarsenioso	HBO_2	Ácido metabórico
$HAsO_3$	Ácido metaarsénico	H_3BO_3	Ácido ortobórico
$HAsO_4$	Ácido ortoarsénico	HIO_4	Ácido metaperyódico
HPO_3	Ácido metafosfórico	H_5IO_6	Ácido ortoperyódico
H_3PO_4	Ácido ortofosfórico	HVO_3	Ácido metavanádico
H_2SiO_3	Ácido metasilícico	H_3VO_4	Ácido ortovanádico

Existe cierta tendencia general a prescindir del prefijo "orto -", de modo que, cuando se observan los nombres de estos ácidos sin prefijo alguno, se sobreentiende que se trata de la especie hidratada. Es decir, ácido fosfórico para indicar la especie H_3PO_4, ácido bórico H_3BO_3 , etc.

Por último, debemos señalar que muchos ácidos cuyas fórmulas pueden deducirse teóricamente a partir de un elemento y su número de oxidación, en realidad nunca se han aislado, de modo que su existencia es dudosa, aunque en algunos casos se conocen sus compuestos derivados (sales). Esto ocurre frecuentemente con los elementos de transición en sus estados de oxidación superiores. Por ejemplo, es muy común la especie K_2CrO_4 ("cromato de potasio"), pero no se conoce el ácido correspondiente: H_2CrO_4.

b) Nomenclatura sistemática de Stock

La I.U.P.A.C. ha establecido una nomenclatura que logra la máxima sistematización en la denominación de los ácidos. Se indica el número de oxígenos que posee mediante un prefijo antepuesto a "oxo", continuando con el nombre del elemento central terminado en "ico", y señalándose su número de

oxidación con números romanos, en caso necesario. De este modo quedan eliminados los prefijos "orto" y "meta", y el sufijo "oso", puesto que, al indicarse el número de átomos de oxígeno y el estado de oxidación del átomo central, el número de hidrógenos queda automáticamente fijado en aras de la electroneutralidad. Los ejemplos de la tabla siguiente explican por sí solos el criterio aplicado.

Fórmula	**Nomenclatura sistemática**	**Fórmula**	**Nomenclatura sistemática**
$HClO$	Ácido oxoclórico (I)	H_2CO_3	Ácido trioxocarbónico
$HClO_2$	Ácido dioxoclórico (III)	H_4SiO_4	Ácido tetraoxosilícico
$HClO_3$	Ácido trioxoclórico (V)	HNO_2	Ácido dioxonítrico (III)
$HClO_4$	Ácido tetraoxoclórico (VII)	HNO_3	Ácido trioxonítrico (V)
H_2SO_3	Ácido trioxosulfúrico (IV)	H_5IO_6	Ácido hexaoxoyódico (VII)
H_2SO_4	Ácido tetraoxosulfúrico (VI)	H_6TeO_6	Ácido hexaoxotelúrico (VI)

Las ventajas de este último sistema son evidentes, pero la costumbre hace que predomine el nombre tradicional, posiblemente porque en general, es más corto y además, una vez alcanzada la familiarización con los ácidos a través del uso continuo, su sola mención permite ubicar inmediatamente de cuál se trata. De todos modos, quizá futuras generaciones de estudiantes puedan "gozar del beneficio" que implicaría el uso masivo del método sistemático.

V) Iones poliatómicos

No sólo existen iones simples o de un solo átomo, sino que también, un grupo de átomos unidos entre sí puede formar una especie que, como consecuencia de un exceso o un defecto en sus electrones, constituye un anión o un catión, respectivamente.

Aniones

Los aniones se generan - o puede considerarse que se generan - como consecuencia de la separación de uno o más cationes hidrógeno de las moléculas de los ácidos (propiedad que caracteriza justamente a estos compuestos: la cesión de iones hidrógeno en sus reacciones). El nombre de un anión deriva del ácido correspondiente, modificándose su terminación. El sufijo "- oso" se reemplaza por "-ito", y cuando el ácido termina en "- ico" su anión termina en "- ato". Obviamente, todos los aniones poseerán esta última terminación cuando se los nombre mediante el método sistemático, mientras que en la nomenclatura clásica se presentarán con una u otra, según el caso. En los siguientes ejemplos presentamos algunos aniones comunes mostrando su generación a partir de los ácidos correspondientes, y sus nombres según ambos sistemas:

HNO_3	NO_3^-
ácido nítrico	nitrato
ácido trioxonítrico (V)	trioxonitrato (V)

H_2SO_4	SO_4^{-2}
ácido sulfúrico	sulfato
ácido tetraoxosulfúrico (VI)	tetraoxosulfato (VI)

H_2SO_3	SO_3^{-2}
ácido sulfuroso	sulfito
ácido trioxosulfúrico (IV)	trioxosulfato (IV)
$HClO_4$	ClO_4^{-}
ácido perclórico	perclorato
ácido tetraoxoclórico (VII)	tetraoxoclorato (VII)
$HAsO_2$	AsO_2^{-}
ácido metaarsenioso	metarsenito
ácido dioxoarsénico (III)	dioxoarseniato (III)
H_3PO_4	PO_4^{-3}
ácido ortofosfórico	ortofosfato
ácido tetraoxofosfórico (V)	tetraoxofosfato (V)
HbrO	BrO^{-}
ácido hipobromoso	hipobromito
ácido oxobrómico (I)	oxobromato (I)

Cationes

Los cationes poliatómicos son menos numerosos que los aniones, existiendo dos tipos, según estén formados por:

a) Un catión metálico o no metálico con alto número de oxidación al que se le unen uno o más átomos de oxígeno pero cuyo número resulta insuficiente para neutralizar las cargas positivas del ion, esto es, no se llega a formar el óxido. Sus nombres terminan en "- ilo". En la siguiente tabla se muestran algunos de los más comunes con sus nombres correspondientes:

Catión	**Nombre funcional**	**Nombre sistemático**
NO^{+}	ion nitrosilo	ion oxinitrógeno (III)
NO_2^{+}	ion nitroilo	ion dioxinitrógeno (V)
VO^{+}	ion vanadilo (III)	ion oxovanadio (III)
VO^{++}	ion vanadilo (IV)	ion oxovanadio (IV)
UO_2^{++}	ion uranilo (VI)	ion dioxouranio (VI)
SO_2^{++}	ion sulfonilo	ion dioxoazufre (VI)

b) Un elemento no metálico con estado de oxidación negativo unido a un cierto número de átomos de hidrógeno los Cuáles exceden en uno ese número de oxidación, constituyendo por lo tanto un ion monopositivo. También pueden considerarse consecuencia de la unión de un catión hidrógeno una especie neutra que posee un par de electrones libres, como el amoníaco:

NH_3 NH_4^{+}

Estos iones se nombran agregando el sufijo "-onio" al elemento central, o a su raíz latina, aunque en algunos casos se agrega esa terminación al nombre del compuesto neutro del cual se originan:

NH_4^+	ion amonio (correctamente: nitronio)
PH_4^+	ion fosfonio
AsH_4^+	ion arsonio
H_3O^+	ion hidronio (correctamente: oxonio)
H_3S^+	ion sulfonio

En los tres primeros cationes mencionados se mantiene la costumbre de escribir en primer término el símbolo del elemento electronegativo.

Los siguientes ejemplos corresponden a algunos compuestos en que intervienen cationes poliatómicos, junto a su nomenclatura funcional:

$(VO)_2SO_4$	sulfato de vanadilo (III)
$SO_2(ClO_4)_2$	perclorato de sulfonilo
NOCl	cloruro de nitrosilo
AsH_4I	yoduro de arsonio

En páginas anteriores se mostraron ejemplos de algunos compuestos del amonio.

VI) Sales

Las sales son el producto de la combinación entre un catión - excepto el H^+ - y un anión - excepto: O^{-2}, OH^- y H^-. Cada uno de los iones componentes

puede ser monoatómico o poliatómico. Si ambos son monoatómicos, su unión producirá, obviamente, un compuesto binario, los que ya fueron tratados.

Habiendo aprendido a nombrar los iones, resultará muy sencilla la nomenclatura de las sales, pues simplemente se trata de nombrar primero el anión y luego el catión, interponiendo la preposición "de". Su formulación surge de considerar la compensación de cargas de modo que resulte una especie neutra. Obviamente, si ambos iones poseen el mismo número de cargas opuestas, no serán necesarios los subíndices, formándose, por ende una sal de tipo 1:1. Si las cargas son distintas, se colocan los subíndices en forma "cruzada", simplificando si es posible. En los iones poliatómicos, el subíndice que le corresponda se coloca fuera de un paréntesis que encierre la fórmula del ion. Los ejemplos ilustrarán lo dicho:

Anión	**Catión**	**Sal**	**Nomenclatura funcional**
ClO_4^-	Mg^{++}	$Mg(ClO_4)_2$	Perclorato de magnesio
SO_3^{-2}	Cr^{+3}	$Cr_2(SO_3)_3$	Sulfito de cromo (III)
PO_4^{-3}	NH_4^+	$(NH_4)_3PO_4$	Fosfato de amonio
NO_2^-	Fe^{+3}	$Fe(NO_2)_3$	Nitrito de hierro (III)
CO_3^{-2}	Ca^{++}	$CaCO_3$	Carbonato de calcio
AsO_2^-	Cu^{++}	$Cu(AsO_2)_2$	Metarsenito de cobre (II)
SO_4^{-2}	Pb^{++}	$PbSO_4$	Sulfato de plomo (II)
ClO_3^-	Hg^{++}	$Hg(ClO_3)_2$	Clorato de mercurio (II)
PO_3^-	Ce^{+4}	$Ce(PO_3)_4$	Metafosfato de cerio (IV)

Nomenclatura sistemática (respectivamente)

tetraoxoclorato (VII) de magnesio

trioxosulfato (IV) de cromo (III)

tetraoxofosfato (V) de amonio

dioxonitrato (III) de hierro (III)

trioxocarbonato (IV) de calcio

dioxoarseniato (III) de cobre (II)

tetraoxosulfato (VI) de plomo (II)

trioxoclorato (V) de mercurio (II)

trioxofosfato (V) de cerio (IV)

Según lo puntualizado en ocasión del estudio de los compuestos binarios, en la bibliografía no actualizada se va a encontrar la nomenclatura antigua que indica el estado de oxidación del catión mediante los sufijos "-oso" o "-ico", pero que la I.U.P.A.C. ha reemplazado por el sistema de los números romanos.

VII) Sales ácidas o hidrogenadas

Cuando tratamos los aniones provenientes de los ácidos, se indicó que éstos pierden todos sus hidrógenos en la formación del anión correspondiente. Pero no siempre sucede de esa manera, pues los ácidos que contienen dos o más hidrógenos reemplazables, pueden desprenderse solo parcialmente de los mismos, quedando entonces uno o más hidrógenos formando parte del anión. Las sales formadas por estos aniones hidrogenados se denominan sales ácidas. Anteriormente se las indicaba mediante el prefijo "bi" antepuesto al

nombre del anión, y en algunos casos esa costumbre se mantiene, como en el caso típico del "bicarbonato"(HCO_3^-). También suele nombrárselas agregando la palabra ácido a continuación del nombre del anión (carbonato ácido de . . .), pero la nomenclatura adoptada por la I.U.P.A.C. consiste en colocar la palabra "hidrógeno" antepuesta al nombre de la sal. Si cabe la posibilidad de que su número sea variable, se lo indica mediante un prefijo griego. Ejemplos:

Anión	**Catión**	**Sal**	**Nomenclatura**
HSO_4^-	K^+	$KHSO_4$	Hidrógeno sulfato de potasio
HCO_3^-	NH_4^+	NH_4CO_3H	Hidrógeno carbonato de amonio
$H_2PO_4^-$	Fe^{+++}	$Fe(H_2PO_4)_3$	Dihidrógeno fosfato de hierro (III)
HPO_4^{-2}	Ca^{++}	$CaHPO_4$	Monohidrógeno fosfato de calcio
HS^-	Co^{++}	$Co(HS)_2$	Hidrógeno sulfuro de cobalto (II)
$HAsO_3^{-2}$	Cr^{+++}	$Cr_2(HAsO_3)_3$	Monohidrógeno arsenito de cromo (III)

Veamos algunos ejercicios...

1) Determinar el estado de oxidación del elemento subrayado en cada una de las siguientes especies:

a) $\underline{Fe}Cl_2$ b) $K\underline{Mn}O_4$ c) $Na_2\underline{Si}O_3$ d) $H\underline{Cl}O$ e) $\underline{S}O_4^{-2}$

f) $H\underline{As}O_2$ g) $\underline{Cl}O_2^-$ h) $H_3\underline{As}O_3$ i) $\underline{B}O_2^-$ j) $H\underline{S}O_3^-$

k) $\underline{B}O_3^{-3}$ l) $Al_2\underline{S}_3$ m) $\underline{N}H_3$

Rtas: a) +2; b) +7; c) +4; d) +1; e) +6; f) +3; g) +3 h) +3; i) +3; j) +4; k) +3; l) –2; m) –3

2) Nombrar los siguientes compuestos:

a) KF b) $CuCl$ c) $HgCl_2$ d) Fe_2S_3

e) NH_4Cl f) Cl_2O_7 g) $HClO$ h) H_3AsO_3

i) $Al(ClO_3)_3$ j) NaH_2PO_4 k) $AlPO_4$ l) $KHSO_3$ m) HNO_2

3) Escribir las fórmulas de los siguientes compuestos:

a) Nitrato de plata b) Oxido de cromo (III)

c) Sulfuro de calcio d) Ácido fluorhídrico

e) Trióxido de dinitrógeno f) Pentafluoruro de fósforo

g) Ácido cloroso h) Perclorato de plomo (II)

i) Metaarsenito de potasio j) Monohidrógeno sulfito de hierro (II)

k) Ortofosfato de manganeso l) Metafosfato de estaño (IV)

m) Pentóxido de dibromo

4) Nombrar los siguientes aniones:

a) ClO^- b) SO_3^{-2} c) PO_4^{-3} d) HPO_4^{-2} e) $H_2PO_4^-$

f) IO_4^- g) HCO_3^- h) ClO_2^-

5) Escribir las fórmulas de los siguientes aniones:

a) Carbonato b) Monohidrógeno sulfato c) Borato

d) Nitrito e) Seleniato f) Monohidrógeno ortoarseniato

Aplicaciones agronómicas

Origen y forma de los elementos esenciales utilizados por las plantas

Los elementos esenciales que necesitan las plantas para el desarrollo de su ciclo vital son aportados por sales minerales. Provienen de la litósfera, las Cuáles a través de diversos procesos se van degradando hasta convertirse en compuestos solubles. En el agua del suelo, estas sales se disocian en cationes y aniones, pudiendo estar libres en la solución o fijarse por medio de sus cargas, a las partículas coloidales del suelo. En general, la mayoría de los iones de carga positiva (cationes) son adsorbidos por los colides del suelo (que tienen carga negativa), mientras que los iones con carga negativa (aniones) y algunos cationes, se hallan en la disolución del suelo.

Uno de los elementos más importantes, el nitrógeno, no es constituyente de las rocas. Su presencia en suelo y en aguas naturales proviene de la descomposición de la materia orgánica nitrogenada (animal o vegetal), a la fijación de nitrógeno atmosférico por determinados microorganismos, o en menor proporción, al arrastre por lluvias del fijado por descargas eléctricas.

La forma de los elementos esenciales de las plantas, es decir aniones y cationes se muestra en la Tabla 2.

Tabla 2. Formas iónicas de los elementos esenciales utilizados por las plantas

MACRONUTRIENTES		MICRONUTRIENTES	
Carbono	CO_3^{-2}, CO_3H^-	Hierro	Fe^{+2}, Fe^{+3}
Hidrógeno	H^+	Manganeso	Mn^{+2}, Mn^{+4}
Oxígeno	OH^-	Boro	$BO_3H_2^-$, BO_3H^{-2}
Nitrógeno	$NH4^+$, NO_2^-, NO_3^-	Molibdeno	MoO_4^{-2}
Fósforo	$PO_4H_2^-$, PO_4H^{-2}	Cobre	Cu^+, Cu^{+2}
Potasio	K^+	Cinc	Zn^{+2}
Azufre	SO_3^{-2}, SO_4^{-2}	Cloro	Cl^-
Calcio	Ca^{+2}		
Magnesio	Mg^{+2}		

La escasez de oligoelementos produce ciertas patologías en las plantas, cuyos síntomas y alteraciones se pueden observar a simple vista, con signos específicos que permiten identificar al elemento causante de la enfermedad. Un ejemplo es el del hierro, cuya deficiencia se conoce como clorosis[2] férrica, fácil de diagnosticar por la desaparición casi total del color verde. Igualmente, la comprobación de la deficiencia de un determinado elemento, tanto en planta como en suelo, debe comprobarse por métodos químicos analíticos.

Cuando la concentración de los elementos excede cierto nivel, se vuelven tóxicos como el As, Cr y Ag. Algunos macronutrientes como el K pueden estar acumulados en exceso en plantas sin que aparezcan alteraciones

[2] Quizás no te lo hayas preguntado cuando leíste el inicio del Capítulo 2, pero ahora es oportuno aclarar que el término clorosis no tiene relación con el elemento cloro. Sucede que el vocablo “cloro” deriva del griego y significa “verde”. Precisamente el Cl_2 se llama cloro dado su coloración verde tal como te mostramos en una fotografía en el Capítulo 2.

ni mejoras en la producción; este fenómeno se conoce como *consumo de lujo* del potasio. En el caso de los microelementos los márgenes entre nivel óptimo y toxicidad están muy cercanos, tal es el caso del B del cual un ligero exceso produce grandes alteraciones. Y la toxicidad depende no sólo del tipo de elemento, también de la especie, por ejemplo el Mn a un determinado nivel es tóxico para la col y no lo es para la avena.

EJERCICIOS DE APLICACIÓN AGRONÓMICA

1) a) Escriba las fórmulas químicas de los siguientes fertilizantes:

    Nitrato de amonio, sulfato de amonio, nitrato de potasio, dihidrógeno fosfato de amonio, hidrógeno fosfato de amonio, fosfato de calcio, cloruro de potasio, sulfato de potasio.

   b) Indique cuál es principal/les elemento/s que aporta cada uno de ellos a las plantas.

2) a) Si los suelos son muy ácidos, se los debe alcalinizar, o sea se debe aumentar el pH del mismo. Se logra mediante un proceso llamado encalado utilizando diferentes sustancias: $CaCO_3$, CaO, $Ca(OH)_2$, $MgCO_3$. Escribe los nombres de cada compuesto con todas las nomenclaturas que conozcas.

   b) Escribe las fórmulas químicas de los siguientes componentes del suelo: óxido férrico, sulfato de calcio, óxido de aluminio, silicato de magnesio, óxido de hierro (II), hidrógeno carbonato de magnesio, hidróxido de aluminio.

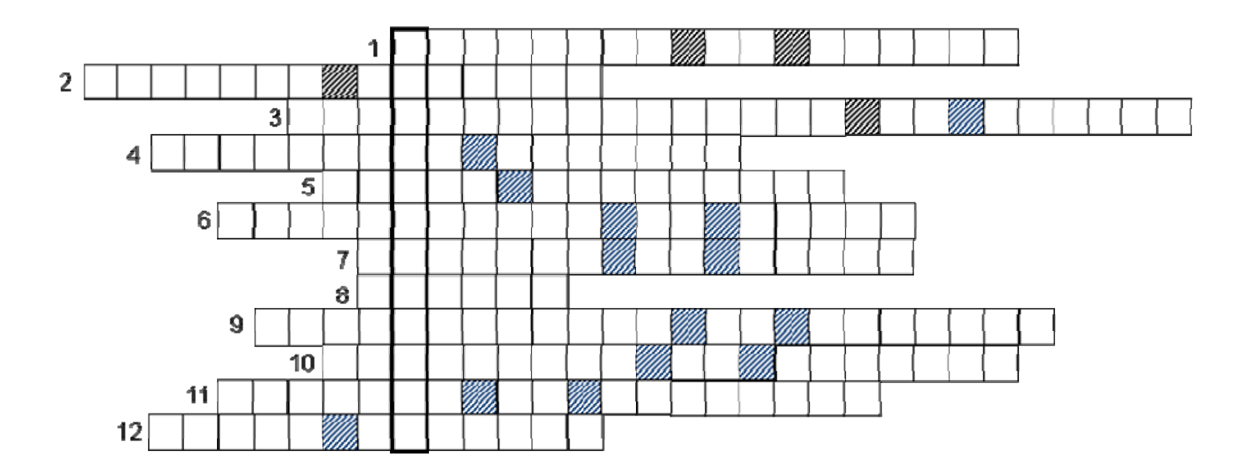
3) Se sabe que los micronutrientes son elementos y compuestos requeridos por las plantas en trazas, o sea pequeñas cantidades que se miden generalmente en partes por millón (ppm). Estos micronutrientes son: boro, cobre, hierro, manganeso, molibdeno y zinc. Escriba las fórmulas químicas

de los compuestos que se usan como fertilizantes y contienen estos elementos importantes:

Ácido bórico, borato de sodio, sulfato de cúprico, sulfato ferroso, sulfato de manganeso (II), molibdato de sodio, sulfato de zinc.

4) Coloque los nombres de los compuestos cuya fórmula se indica a continuación. En la línea de casilleros resaltada se formará una palabra de gran importancia agronómica. ¿Cuál es dicha palabra?

1) CaF_2, 2) $FeCl_3$, 3) $NaHSO_3$, 4) $CuCO_3$, 5) H_3PO_4, 6) NaClO, 7) LiH, 8) S_8, 9) $KMnO_4$, 10) P_2O_5, 11) $Al_2(SO_4)_3$, 12) FeO



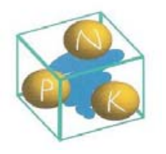
CAPÍTULO 4



LAS CANTIDADES QUÍMICAS

El segundo fin de semana largo en el año y Pedro volvió a su casa. Encontró una gran actividad, era aún época de siembra y su padre había decidido que era necesario fertilizar. ¿Para qué?, preguntó Pedro. Su padre le explicó que con cada cosecha, el suelo perdía muchos nutrientes que habían sido utilizados para formar la biomasa de las plantas. Incluso le explicó que la pérdida en los suelos podía ser distinta de acuerdo a la especie que se plantaba pero que, dependiendo del tipo de suelo, la reposición parcial de algunos nutrientes (especialmente nitrógeno y fósforo) era indispensable todos los años. Y por eso debían usarse los fertilizantes.

Luego de almorzar, Pedro llegó al galpón y encontró muchas bolsas de fertilizantes, que parecían de dos tipos distintos: algunos tenían la inscripción N-P-K 0-52-34 mientras otros decían N-P-K 18-46-0.

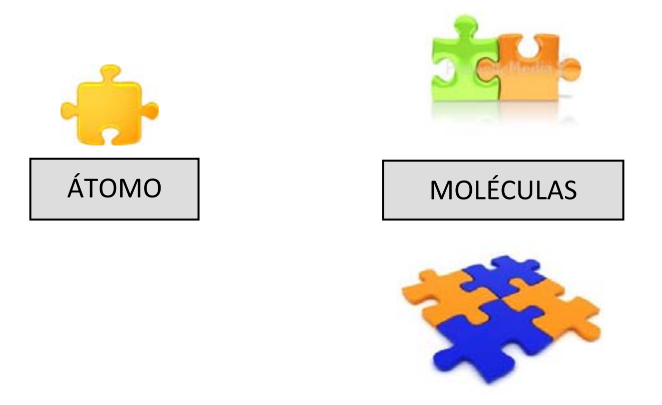


A estas alturas, Pedro conocía esos símbolos y, aunque los números lo desconcertaban un poco, se dio cuenta que debían estar referidos a las cantidades de cada elemento que el fertilizante aportaba. No obstante, Pedro sabía muy poco sobre cómo debían medirse las cantidades de los elementos y

de las sustancias en las que podían estar presentes. Decidió que ya era tiempo de avanzar en ese tema y su infaltable libro le ayudaría seguramente.

Átomos y moléculas

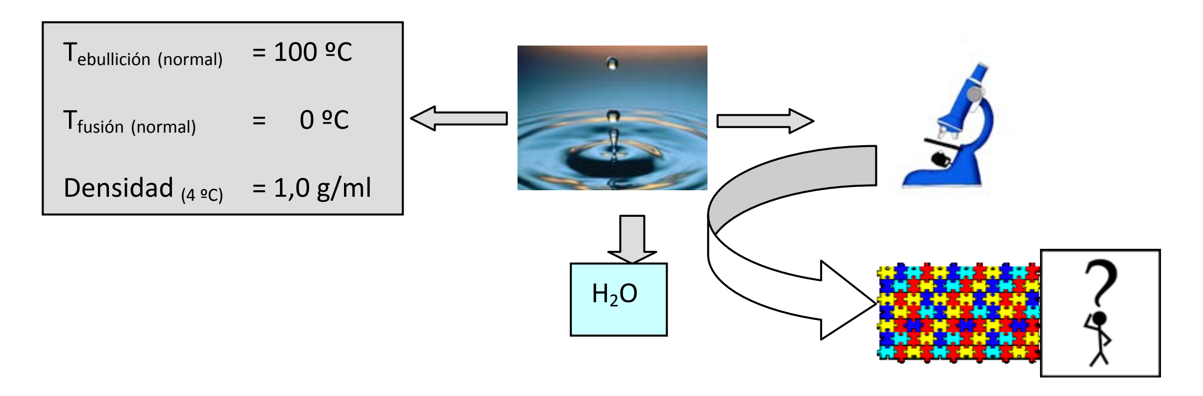
Cuando Pedro aprendió que los elementos tendían a combinarse entre sí de maneras perfectamente definidas dando diferentes compuestos, un par de palabritas quedaron resonando en su cabeza: átomo y molécula. Recordaba más o menos las definiciones del libro aunque a medida que ejercitó en la construcción de fórmulas, su impresión es que los átomos eran las piezas indestructibles que se podían combinar entre sí pero siempre en pequeñas cantidades generando una estructura algo más grande con un número limitado de átomos y que se denomina molécula. En su cabeza cuajaba muy bien la idea de átomos como pequeñas piezas de distintos rompecabezas simples de un número muy pequeño de piezas.



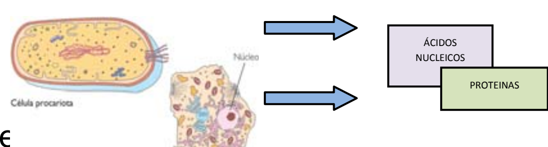
Los átomos son las piezas más simples del rompecabezas y se "encastran" con otros átomos para dar moléculas

También había leído en el libro que las moléculas representaban perfectamente desde el punto de vista microscópico a las sustancias y que éstas y sus propiedades macroscópicas como las propiedades físicas intensivas (***¿recordás qué diferencias había con las extensivas?***) quedaban

definidas a través de la fórmula química. La idea de la escala macroscópica era más o menos clara para Pedro; sabía que estaba vinculada con propiedades físicas que uno podría medir y, entre ellas, la densidad, el punto de ebullición, el de fusión, etc., tal cual indicaba el libro en un pequeño cuadrito, empleando el agua como ejemplo (ver figura más abajo). Pero la escala microscópica no le resultaba tan clara, ¿sería que las moléculas se pueden observar al microscopio?



La sustancia pura agua responde a la fórmula H_2O y tiene determinadas y características propiedades intensivas. Pero…, ¿se ven las moléculas en un microscopio?



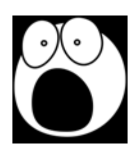
Intuitivamente pensaba que no sería Posible. En el microscopio óptico en la facultad había visto células (que debían se pequeñas porque se necesitaba un gran aumento para observarlas) y las células tenían muchas moléculas distintas, así que éstas seguramente eran mucho más pequeñas aún.

Masas Atómicas

Buscando en el índice sobre las moléculas y los átomos, encontró que debería leer el capítulo sobre “Cantidades químicas”. Un rápido vistazo lo desalentó: era largo y había muchos ejercicios numéricos. Pero uno de los ejercicios le llamó la atención porque el resultado estaba resaltado y decía “una

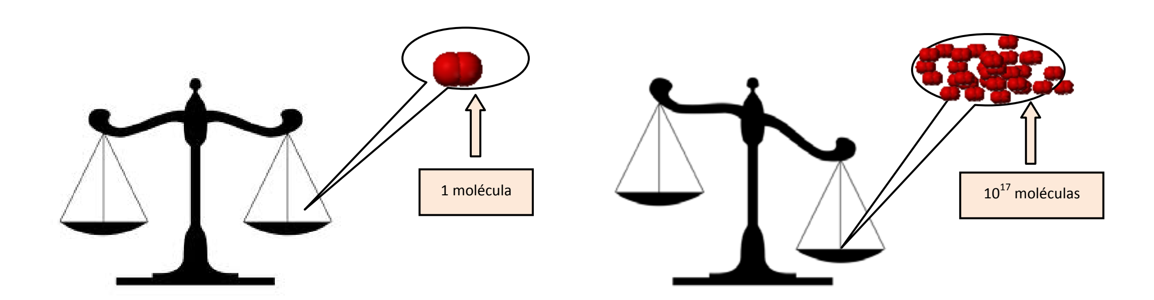
molécula de H_2 tiene una masa de 3,33x10^{-24} g". Recordó que esto significaba correr la coma 24 lugares hacia la izquierda y eso daba un número con muchísimos ceros luego de la coma, es decir, un número muy pero muy chico.

0,00000000000000000000000333 g



Inmediatamente imaginó lo extraordinaria que debía ser la balanza que lograse medir esa masa; las que él conocía en el mejor de los casos empezaban a registrar algo cuando se colocaban varios gramos y este número es mucho menor (¡100000000000000000000000 veces menor!).

El libro no aclaraba cómo debía ser la balanza pero internet lo salvaría y, por suerte, en la casa tenía su computadora conectada. Luego de un rato de búsqueda, le quedó claro que algunas microbalanzas podían llegar a detectar masas de hasta 10^{-7} g (aunque también leyó que había dispositivos capaces de detectar masas mucho más chicas pero eran recientes y seguramente posteriores al propio libro que había leído así que no podían haber sido usados para obtener las masas de las moléculas). Pedro hizo una rápida cuenta (ahora que la había entendido, le gustaba trabajar con notación científica) y comprobó que incluso para aquellas microbalanzas necesitaría colocar 10^{17} moléculas (¡100000 billones!) de H_2 para que la balanza se diera por enterada.



Con una molécula, la balanza no muestra ningún cambio. Son necesarias más de 10^{17} moléculas para que la balanza detecte la masa mínima para la cual es sensible.

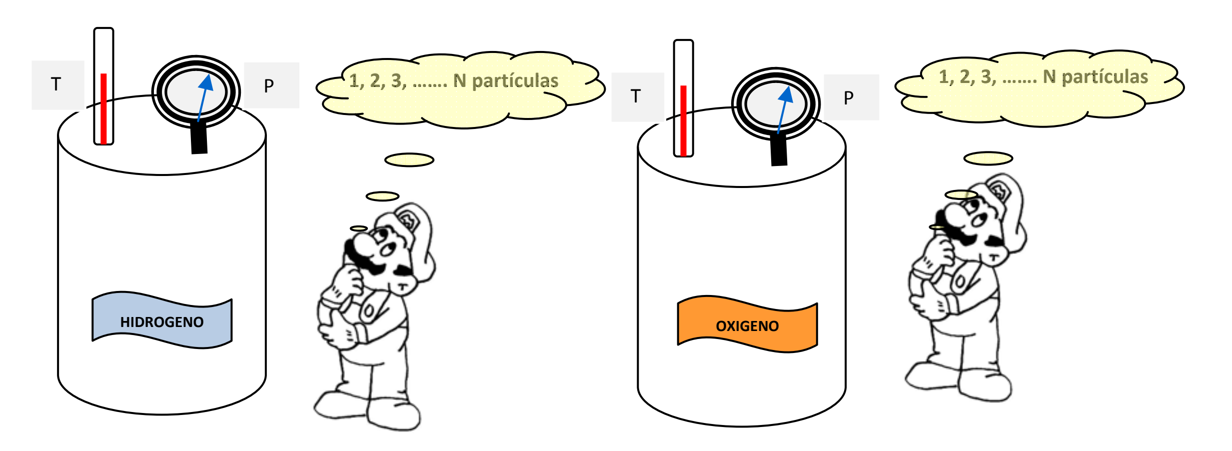
Pero, si una molécula sola no se podía pesar, ¿cómo se sabía la masa de una molécula?, ¿sería posible colocar una cantidad conocida de moléculas, medir su masa y con una simple cuenta sacar la masa de una molécula? Realmente el tema le había empezado a interesar y, definitivamente, debía leer el capítulo entero aunque dudaba del éxito de tal empresa.

Esa noche empezó la tarea de leer el capítulo y lo primero que quedó claro es que nadie había determinado la masa de una molécula o un átomo individual. Lo primero que surgió en la lectura del libro fue una escala comparativa de los pesos. El libro dejaba en claro que deberían usarse "masas" en lugar de "pesos" pero la costumbre conspiraba contra ello por lo que el libro hacía uso de "pesos" y no "masas" (***y aquí haremos lo mismo***); en definitiva, en la Tierra (estrictamente en los lugares de la Tierra y en cualquier otro lugar donde la aceleración de la gravedad fuese 980 cm/s^2), una masa de 1 kilogramo tiene un peso de 1 kilogramo… fuerza).



En definitiva, históricamente se había hecho una escala comparativa de los pesos atómicos relativos (PAR) de los distintos elementos. Relativo significaba que se comparaba contra algo.

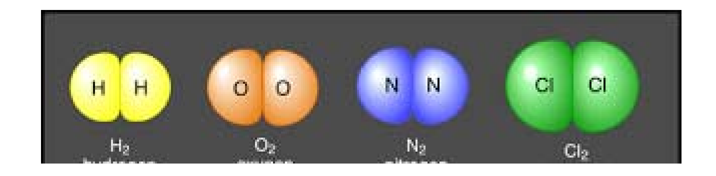
La cabeza de Pedro era un torbellino, ¿cómo se comparaba? ¿y contra qué? La manera de comparar los "pesos" (¡las masas!) de los átomos estaba basada en el Principio de Avogadro. Este científico italiano había propuesto que volúmenes iguales de gases diferentes en las mismas condiciones de presión y temperatura, tenían igual cantidad de moléculas.



Volúmenes iguales de gases distintos en iguales condiciones de presión y temperatura tienen el mismo número de partículas (¡aunque no se conozca cuántas!).

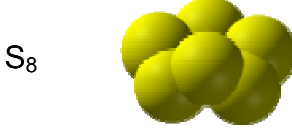
¿Cómo lo supo Avogadro? ¿Contó las partículas? Claramente no pudo hacer eso, simplemente lo "intuyó" a partir de las propiedades de los gases.

Pero además, Avogadro propuso que los gases más sencillos (los que tenían sólo 1 tipo de elementos) podían tener más de un átomo por molécula; en particular, para gases como hidrógeno, nitrógeno y oxígeno, entre otros, supuso que las moléculas tenían 2 átomos, es decir, eran H_2, N_2 y O_2.



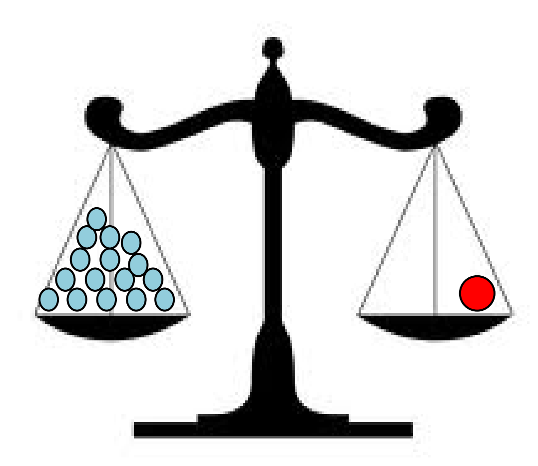
Hoy sabemos que otras pueden tener 4 y hasta 8 átomos iguales en la molécula.

P_4 

S_8 

¿Cómo lo habrá sabido Avogadro? pensó Pedro, ya que parece que estos postulados resultaron ciertos a pesar de que Avogadro los propuso en los albores del siglo XIX y en contra de lo que creían muchos investigadores reconocidos en esa época. También fue “intuición” pero se impuso porque permitió, muchos años más tarde, explicar muchos hechos experimentales.

En fin, Pedro se reservó la pregunta para más adelante y siguió leyendo. Si se compara un litro de H_2 y 1 litro de O_2 en las mismas condiciones, ambos deberían tener la misma cantidad de partículas. Si los dos volúmenes tuvieran la misma masa, esto significaría que las moléculas de O_2 y de H_2 tendrían la misma masa; no obstante, los científicos comprobaron que 1 litro de O_2 es 16 veces más “pesado” que 1 litro de H_2; no es difícil darse cuenta que para ello cada partícula (molécula) en el litro de O_2 debería ser 16 veces más pesada que cada molécula de H_2. Y como ambas moléculas tienen 2 átomos, entonces 1 átomo de O debería ser 16 veces más pesado que 1 átomo de H.



1 átomo de oxígeno (🔴) tiene una masa igual a 16 átomos de hidrógeno (🔵). Es importante recordar que NO podemos pesar unos pocos átomos en ninguna balanza real pero vale la pena notar que si ponemos siempre 16 veces más átomos de hidrógeno que de oxígeno, la balanza siempre quedará equilibrada.

No es difícil extraer la siguiente sucesión de ideas:

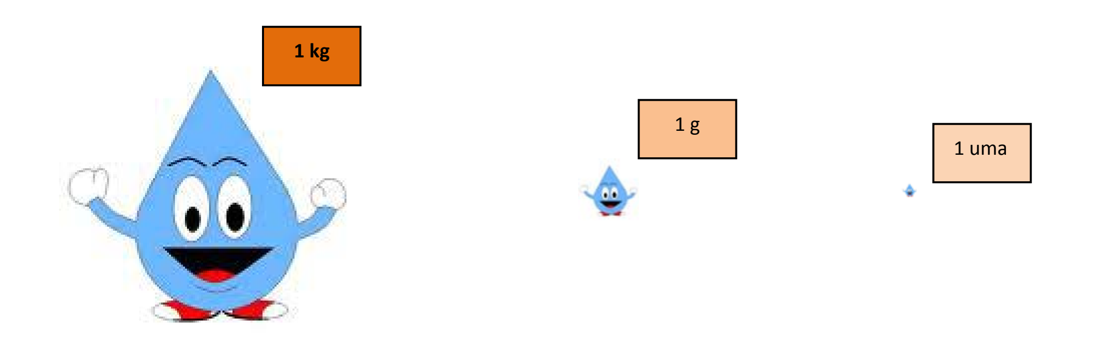
- 1 átomo de oxígeno tiene igual masa que 16 átomos de hidrógeno (1 átomo de oxígeno tiene una masa 16 veces mayor que 1 átomo de hidrógeno)
- 1 docena de átomos de oxígeno tiene igual masa que 16 docenas de átomos de hidrógeno (1 docena de átomos de oxígeno tiene una masa 16 veces mayor que 1 docena de átomos de hidrógeno)
- 1 millón de átomos de oxígeno tiene igual masa que 16 millones de átomos de hidrógeno (1 millón de átomos de oxígeno tiene una masa 16 veces mayor que 1 millón de átomos de hidrógeno)
- 1 número “N” de átomos de oxígeno tiene igual masa que 16xN átomos de hidrógeno (N átomos de oxígeno tienen una masa 16 veces mayor que N átomos de hidrógeno)

Si se tomara como unidad el peso de 1 átomo de H (sería una unidad de peso o más correctamente, la **u**nidad de **m**asa que se toma a nivel **a**tómico: la **u.m.a**.), el oxígeno tendría un valor “16” en la misma escala. Si se comparan otros elementos contra el H o contra otros cuyo valor de PAR se conoce, se podría obtener una tabla.

Los PAR de todos los elementos aparecen en la tabla periódica que estaba inserta en el libro que leía Pedro. No obstante, solo mostraremos una tabla simplificada donde estaban exclusivamente los PAR. En adelante solo utilizaremos esos valores redondeados hasta el primer decimal.

Nombre	Símbolo	Masa atómica	Nombre	Símbolo	Masa atómica
Aluminio	Al	26,98154	Litio	Li	6,941
Antimonio	Sb	121,75	Magnesio	Mg	24,305
Argón	Ar	39,948	Manganeso	Mn	54,9380
Arsénico	As	74,9216	Mercurio	Hg	200,59
Bario	Ba	137,33	Neón	Ne	20,183
Bismuto	Bi	208,383	Níquel	Ni	58,69
Boro	B	10,81	Nitrógeno	N	14,0067
Bromo	Br	79,904	Oxigeno	O	15,9994
Cadmio	Cd	112,41	Fósforo	P	30,97376
Calcio	Ca	40,08	Platino	Pt	195,08
Carbono	C	12,011	Potasio	K	39,0983
Cloro	Cl	35,453	Radio	Ra	226,0254
Cromo	Cr	51,996	Silicio	Si	28,0855
Cobalto	Co	58,9332	Plata	Ag	107,9682
Cobre	Cu	63,546	Sodio	Na	22,9877
Flúor	F	18,998403	Estroncio	Sr	87,62
Oro	Au	196,9665	Azufre	S	32,06
Helio	He	4,00260	Estaño	Sn	118,69
Hidrógeno	H	1,00794	Titanio	Ti	47,88
Iodo	I	126,9045	Wolframio	W	183,85
Hierro	Fe	55,847	Uranio	U	238,0289
Plomo	Pb	207,2	Zinc	Zn	65,38

Es importante comprender que la uma es solo una unidad de masa (como lo son el gramo o el kilogramo) pero extremadamente pequeña de modo que las masas atómicas son apenas unas cuantas uma.



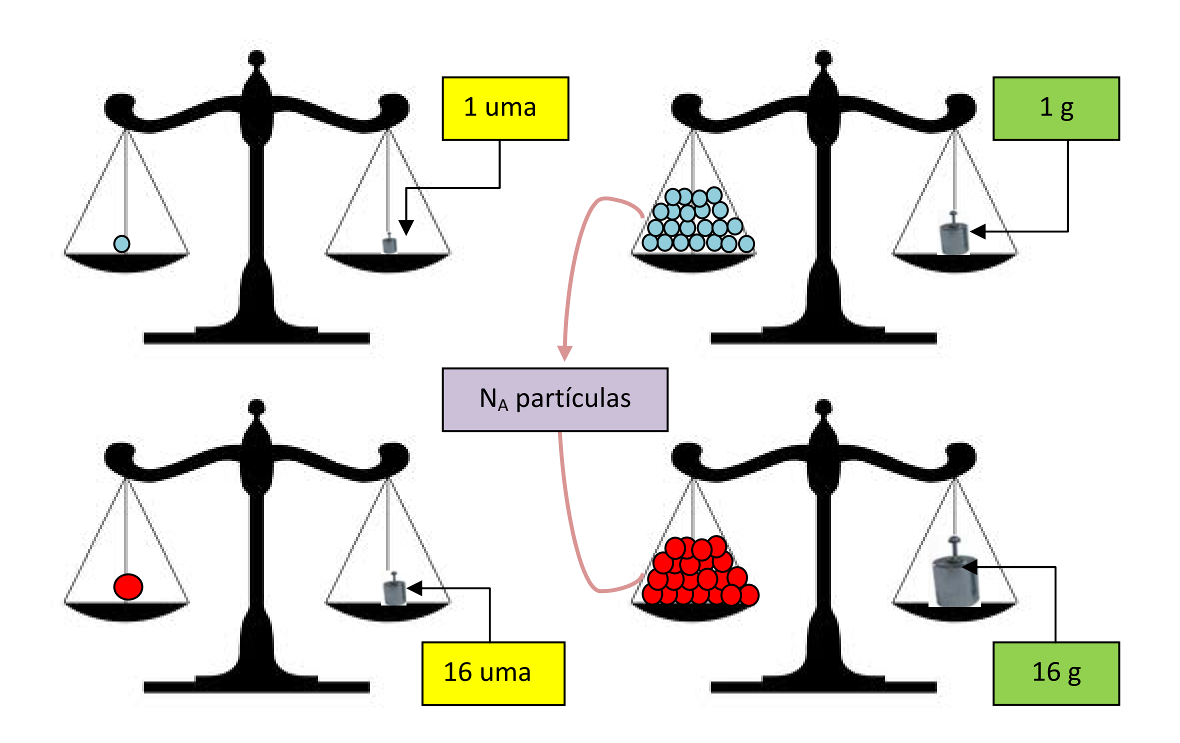
Comparación de algunas unidades de masa. No están en escala: 1 kg es 1000 veces más grande que 1 g y 1 g es más de 10^{23} (más abajo verás el número exacto) veces más grande que la uma.

Pedro leyó que la definición de uma fue cambiando en el tiempo y que hoy es la 1/12 de la masa de 1 átomo de carbono (mirando la escala anterior, no parece una ventaja, ¡¡da lo mismo!! pero el libro decía que eso fue necesario a medida que se conocían las masas atómicas con más precisión).

En el momento en que se propuso la escala de PAR, nadie sabía realmente a cuánto equivalía la unidad de masa atómica (uma) aunque se supiera que era un valor extremadamente pequeño y que permitía "medir" la masa de los átomos con números relativamente sencillos. Independientemente de la equivalencia con otras unidades de masa, es claro que si el oxígeno, por ejemplo, tiene un PAR de 16, 1 átomo de O tendrá una masa 16 veces superior a la uma, es decir, 16 uma. Así, 1 átomo de H tendrá una masa de 1 uma, 1 átomo de C 12 uma, etc.

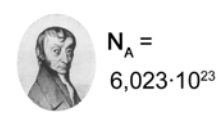
Elemento	H	C	O	Na	Ag
PAR	1	12	16	23	108
Masa atómica (uma)	1	12	16	23	108

De todos modos, la escala de PAR no parecía muy útil teniendo presente que las cantidades que uno puede "pesar" en una balanza exigen trabajar con muchísimos átomos. Por esa razón alguien había introducido una idea muy interesante. Podría considerarse una enorme cantidad de átomos de H de modo que su masa fuese 1 gramo. Claro, no sabríamos cuántos átomos hay pero podemos llamar a ese número, el número de Avogadro (N_A). Si tomamos el N_A de átomos de cualquier elemento, por ejemplo, de O, es claro que su masa tendrá que ser 16 veces mayor que la del N_A de átomos de H (esto es para seguir manteniendo la relación que la escala de PAR define). Por eso cualquier PAR expresado en gramos, indicará una cantidad del elemento que contiene exactamente N_A átomos.



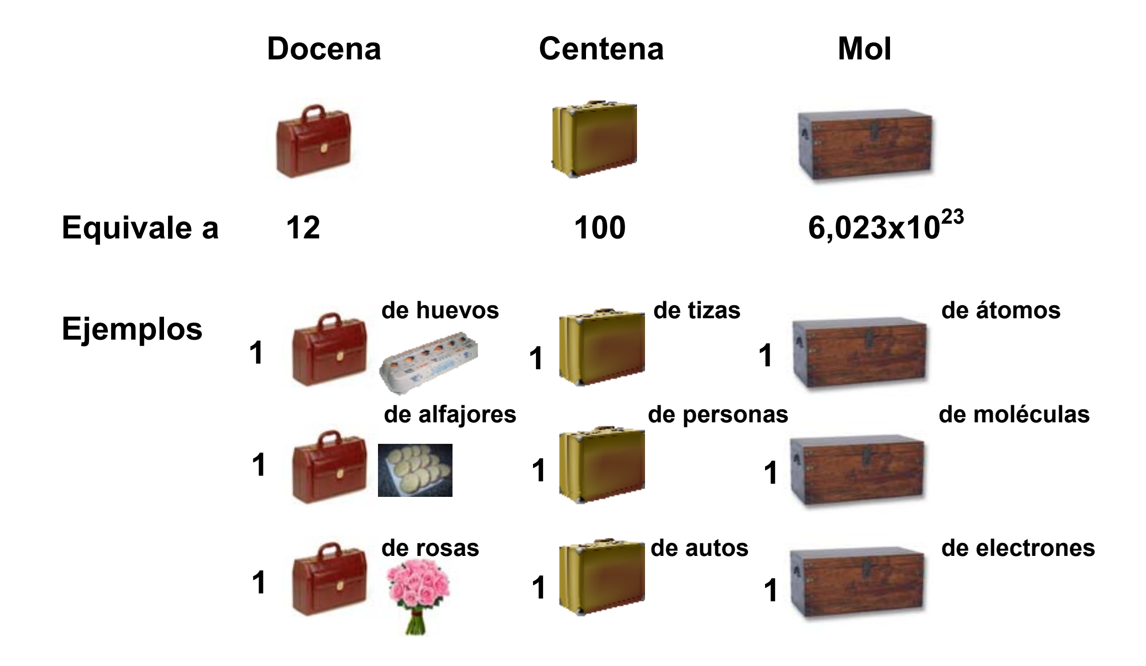
La figura muestra que en una masa de 1 g de hidrógeno debería haber el mismo número de partículas (N_A) que en 16 g de oxígeno y que la masa equivalente a PAR g de cualquier otro elemento. Por favor, recuerde que la figura de la izquierda es simbólica ya que no es posible pesar 1 solo átomo.

El número de Avogadro se pudo determinar mucho tiempo más tarde de manera indirecta y hoy se lo aproxima al valor $6{,}023 \times 10^{23}$. Aunque Avogadro jamás conoció su "número", el mismo lleva su nombre en su honor.



Sabiendo el número, ahora resulta fácil comprender que en 1 g de H contiene $6{,}023 \times 10^{23}$ átomos de H, 12 g de C contienen $6{,}023 \times 10^{23}$ átomos de C, y también será el número de átomos presentes en una masa igual al PAR en g para cualquiera de los otros elementos.

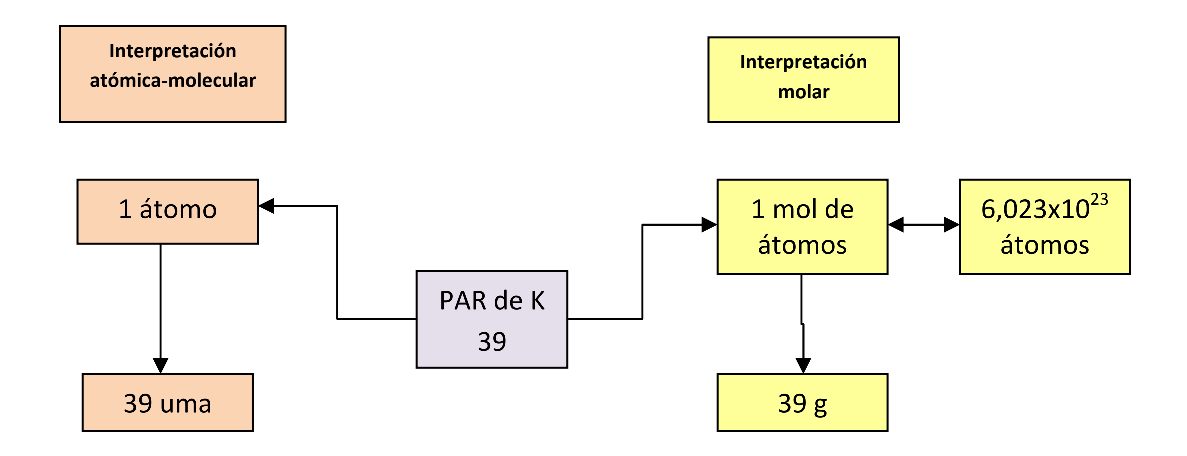
El número de Avogadro representa una cantidad muy grande de partículas que usualmente denominamos "mol". Así, tal como en la vida cotidiana solemos utilizar el término "docena" para hablar de "12 unidades", o el término "centena" para hablar de "100 unidades", un mol lo usamos para designar el número de Avogadro ($6{,}023 \times 10^{23}$) de partículas. Como este número es enorme, generalmente solo se utiliza para partículas de un tamaño muy pequeño de las Cuáles tiene sentido hablar de grandes cantidades.



Indicá cuántas partículas hay en los ejemplos de la segunda y tercera columnas.

Conocido el valor de N_A, a Pedro le resultó fácil obtener cuánto pesa 1 átomo en gramos y también encontrar el valor de la uma. ***¿Te animás a hacer la misma cuenta que hizo Pedro? Su resultado fue que 1 uma es 1,66x10^{-24} g. ¿Cuál es la masa de 1 átomo de C y de 1 de O expresado tanto en uma como en gramos?***

Resumamos lo que hemos aprendido junto a Pedro: el PAR para un elemento cualquiera obtenido a partir de la tabla periódica, permite obtener la equivalencia entre cantidad de partículas y masa de un modo sencillo, tan solo modificando la unidad de masa utilizada.



Masas Moleculares

Aunque Pedro se sentía ligeramente satisfecho de lo que había aprendido, sabía que seguramente aún estaba lejos de poder enfrentar el contenido de los distintos elementos dentro de los fertilizantes. Estaba claro que los átomos de los elementos en ocasiones existían en forma independiente pero, en general, se organizaban en estructuras más complejas que se denominan moléculas. Eran esas estructuras, definidas en el mundo de los átomos y de dimensiones regidas por ellos, las que determinaban las propiedades de las sustancias que se manifiestan en el mundo “macroscópico”

que es el que podemos observar directamente o a través de instrumentos sencillos o procesos simples. Estas moléculas pueden ser monoatómicas (por ejemplo, He que es una molécula monoatómica e indica cómo existe este elemento en la naturaleza) o poliatómicas de acuerdo al número de átomos que los constituyen (N_2, O_3, H_2O, K_3PO_4,... etc.).

A Pedro le resultó claro que podría calcular la masa de una molécula sabiendo la masa de los átomos que la forman. Así, una molécula de O_2 debería tener una masa igual a la de 2 átomos de O. El PAR del O es 16 indicando que 1 átomo de O tiene una masa de 16 uma por lo que la de O_2 deberá tener una masa doble (32 uma). Intuitivamente, Pedro se dio cuenta que podría hacer la misma extrapolación para moléculas, que había leído para el caso de la masa de 1 átomo y la de 1 mol de átomos.

Así, si la masa de 1 molécula de O_2 es 32 uma, tomando 1 mol de moléculas, esto es, $6{,}023 \times 10^{23}$ moléculas, deberían tener una masa de 32 grs. Es decir, los números para la masa molecular y para la masa molar se repiten pero la unidad varía (y obviamente, también varía su significado!!).

Dejamos por un rato a Pedro leyendo su libro y tratamos de generalizar las ideas discutidas. En general, para las moléculas se puede encontrar un número semejante al PAR, que se denomina masa (o peso) molecular relativa (PMR). Ese número se obtiene simplemente sumando los PAR de todos los átomos que forman la molécula; abajo podemos verificar algunos ejemplos (los PAR pueden obtenerse en la tabla que está más arriba):

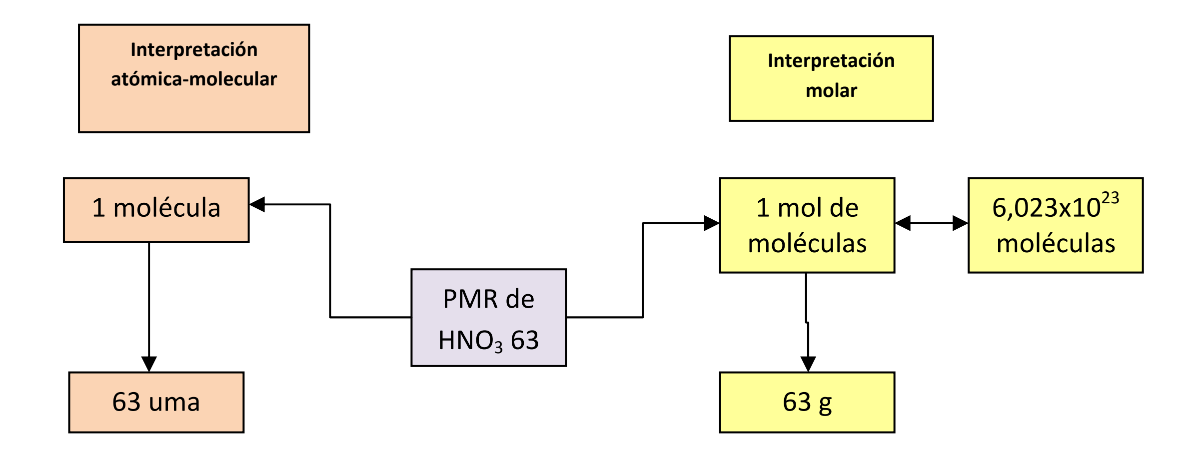
H_2O PMR= 2x1 + 16 = 18

H_3PO_4 PMR= 3x1 + 31 + 4x16 = 98

$Al_2(SO_4)_3$ PMR= 2x27 + 3x(32 + 4x16) = 342

Una vez obtenido el PMR de una sustancia, ese número servirá para obtener rápidamente la masa de distintas cantidades de la sustancia, simplemente variando la unidad. Así, una molécula de H_2O tendrá una masa de 18 uma y un mol de moléculas tendrá una masa de 18 g. Es importante aclarar que esto no significa que no pueda darse la masa de una molécula en una unidad diferente a la uma o la de un mol en otras unidades distintas al gramo; simplemente, en esas unidades resulta más simple obtener el valor SIN HACER CUENTAS.

Hagamos un ejemplo para la sustancia HNO_3 (ácido nítrico), cuyo PMR es 63 obtenido como: 1x(PAR(H)) + 1x(PAR(N)) + 3x(PAR(O)).



Para dejar esto aún más claro, te recomendamos que calcules la masa de una molécula de H_3PO_4 en uma, en g y en kg; lo mismo te pedimos para un mol de moléculas de esa sustancia.

Ahora analizaremos un ejemplo relativamente simple utilizando las herramientas que aprendimos recién. Intentaremos calcular la masa en g presente en:

a) $4,2x10^{14}$ moléculas de HNO_3
b) 0,22 mol de moléculas de CO_2
c) $9x10^{21}$ uma de K_2SO_4

Para resolver el primero, necesariamente debemos saber algún dato que relacione masa y número de moléculas. Sin dudas, primero necesitamos el PMR; dejamos que verifiques que este valor para HNO_3 es 63. De allí que una molécula tiene una masa de 63 uma y un mol de moléculas tiene una masa de 63 g. Ambas informaciones permitirían resolver el ejercicio pero debido a que nos preguntan la masa en g, la segunda información nos permitirá resolverlo en una forma más directa y simple, tal cual sigue:

$6,023x10^{23}$ (1 mol) moléculas ----------- 63 g

$4,2x10^{14}$ moléculas ---------------- x= $4,4\ x10^{-8}$ g

El segundo lo podemos resolver de modo muy semejante aunque no hay dudas que nos conviene partir de la equivalencia entre un mol de moléculas y la masa expresada en g. En este caso, el PMR es 44, entonces:

1 mol --------------------- 44 g

0,22 mol --------------------- x= 9,7 g

El último inciso se ha incluido para mostrar que transformar uma en gramos es completamente independiente de la sustancia (es decir, su PMR no es un dato relevante en este caso). Simplemente debemos saber la equivalencia entre ambas unidades de masa. Ya habíamos visto que Pedro encontró esa relación y que 1 uma coincidía con $1,66x10^{-24}$ g (***te pedimos que calcules a cuántas uma equivale un gramo; quizás resulte más sencillo de recordar en el futuro***).

Para resolver el problema, solo debemos usar esa relación:

1 uma --------------------- $1,66x10^{-24}$ g

$9x10^{21}$ uma --------------------- x= $1,5x10^{-2}$ g

También es posible resolver problemas en sentido inverso, es decir, obtener el número de moléculas contenidas en cierta cantidad de la sustancia y eso haremos en los ejemplos siguientes.

a) 9,8 g de H_2SO_4
b) 0,25 moles de NO_2
c) $3x10^{22}$ uma de HCl

Para resolver el primer ejemplo es necesario conocer la relación entre masa y cantidad de moléculas y para ello el PMR constituye un punto de partida. El PMR del H_2SO_4 es 98 y consecuentemente 1 mol ($6,023x10^{23}$ moléculas) tiene una masa de 98 g. Así:

98 g ---------------------------- $6,023x10^{23}$ moléculas

9,8 g ---------------------------- x= $6,023x10^{22}$ moléculas

Para el segundo, probablemente resulte claro que no es necesario saber de qué sustancia se trata; tan solo es necesario recordar la equivalencia entre mol y número de partículas, así:

1 mol ---------------------------- $6,023x10^{23}$ moléculas

0,25 mol ---------------------------- x= $1,5x10^{23}$ moléculas

Finalmente para resolver el último inciso, nuevamente es necesario conocer el PMR que es 36,5 para HCl. Sin embargo, aquí resulta más conveniente recordar que eso implica que una molécula tiene una masa de 36,5 uma, así:

36,5 uma	---------------------------	1 molécula
$3x10^{22}$ uma	---------------------------	x= $8,2x10^{20}$ moléculas

Ya tenemos las herramientas para intentar resolver problemas o situaciones más elaboradas. Por ejemplo, sería interesante averiguar qué masa de un elemento específico es capaz de proveer cierta cantidad de una sustancia compleja. Ese tipo de situaciones podría presentarse, por ejemplo, cuando pretendemos saber cuánto nitrógeno permitirían incorporar 50 g de KNO_3 agregados a un suelo.

Antes de resolver este tipo de problemas deberíamos llamar la atención sobre lo siguiente. La fórmula de una sustancia representa su composición química y es independiente de la cantidad de sustancia que tengamos; es decir, la fórmula del agua es H_2O sin importar si tenemos una gota o un tanque de 500 litros. No obstante, para resolver muchos problemas conviene "imaginar" la fórmula como representativa de una cierta cantidad específica de sustancia. Debido a que resulta siempre sencillo, como hemos visto, averiguar la masa de una molécula o de un mol, usualmente pensamos las fórmulas como representativas de esas cantidades aunque no debemos olvidar que son en realidad independientes de ellas.

De este modo, y de acuerdo al tipo de problema que debamos resolver como veremos en breve, la fórmula H_2O puede representar una molécula y los subíndices los átomos de cada elemento o, en cambio, puede representar un mol de moléculas y los subíndices, moles de átomos de cada elemento. La primera es una visión "molecular" de la fórmula mientras que la segunda es una visión "molar" de la misma. Los problemas que enfrentemos pueden, en

principio, resolverse con cualquiera de ellas (aunque usualmente una nos permite un cálculo más simple) pero no es posible mezclarlas.

Veamos esquemáticamente lo que discutimos recién.

Imaginemos una molécula de etanol (que podría representarse a través de un modelo molecular como y también por la fórmula sintética C_2H_6O):

1 molécula contendrá 2 átomos de C (esferas grises), 6 átomos de H (esferas rojas) y 1 átomo de O (esfera azul). Si imaginamos la fórmula C_2H_6O como representativa de una molécula, precisamente los subíndices son los átomos de cada elemento.

No es difícil seguir el siguiente razonamiento:

12 moléculas contendrán 24 átomos de C, 72 átomos de H y 12 átomos de O. Pero 12 puede reemplazarse por “docena”, entonces, 1 docena de moléculas contendrá 2 docenas de átomos de C, 6 docenas de átomos de H y 1 docena de átomos de O (precisamente, ¡los subíndices de la fórmula!). Es decir, que los subíndices de la fórmula también pueden interpretarse como las docenas de átomos de cada elemento presentes en una docena de moléculas.

Es obvio que este razonamiento puede llevarse a otros “paquetes” de moléculas. Así, si imaginamos que la fórmula representa un millón de moléculas, los subíndices representarán millones de átomos de cada elemento. Razonamiento análogo al que me permite afirmar que en un millón de bicicletas habrá 2 millones de ruedas.

Como el lector imaginará, también se puede extender este razonamiento a un mol. Así, si imaginamos a la fórmula como representativa de un mol de moléculas, los subíndices serán los moles de átomos de cada elemento.

Aunque podrían usarse las interpretaciones “por docena” o “por millón”, usualmente sólo se usan aquellas que tienen una rápida equivalencia con la masa de las moléculas o de los átomos presentes; es por eso, que sólo usamos la visión molecular (imaginando la fórmula como representativa de una molécula) y la molar (imaginando la fórmula como representativa de un mol de moléculas).

Resolveremos algunos problemas como ejemplos de este tipo de cálculos pero comenzaremos resolviendo la cuestión indicada más arriba: cuál es la masa de nitrógeno aportada por 50 g de KNO_3.

Debido a que la masa está expresada en g seguramente es más conveniente analizar la fórmula en su visión “molar”. Así, si imaginamos que la fórmula representa 1 mol de moléculas, podríamos inicialmente averiguar cuántos moles de moléculas hay en 100 g de KNO_3. El PMR es 101, así:

101 g ------------------- 1 mol

50 g ------------------- x= 0,50 mol

Nuestro problema puede ser reconvertido ahora del siguiente modo: ¿cuál es la masa de nitrógeno aportada por 0,50 moles de KNO_3?

Si analizamos la fórmula en su versión molar, los subíndices indican moles de átomos, por lo que:

1 mol de moléculas de KNO_3 ---------- 1 mol de átomos de N

0,50 moles de moléculas de KNO_3 ---------- x= 0,50 mol de átomos de N

Nuestro problema se ha simplificado aún más; ahora se reduce a averiguar la masa de nitrógeno presente en 0,50 moles de átomos de N. Sabiendo que el PAR del N es 14, luego:

1 mol de átomos de N ----------------- 14 g

0,50 moles de átomos de N ----------------- x= 7 g

Resolveremos un nuevo problema. Supongamos que nos interese averiguar en cuántas moléculas de NH_3 hay presentes 0,2 g de H.

Existen diversas maneras de resolverlo pero podríamos inicialmente averiguar cuántos átomos de H representa dicha masa.

Para ello recordamos que el PAR del H es 1, por lo cual 1 mol de átomos ($6,023x10^{23}$ átomos) tienen una masa de 1 g. Así,

1 g de H --------------------------- $6,023x10^{23}$ átomos de H

0,2 g de H --------------------------- x= $1,2x10^{23}$ átomos de H

Ahora **nuestro problema se puede redefinir** preguntándonos cuántas moléculas de NH_3 contienen $1,2x10^{23}$ átomos de H.

Analizando la fórmula, es claro que una molécula contendrá 3 átomos de H, por lo que:

3 átomos de H ------------------ 1 molécula de NH_3

$1,2x10^{23}$ átomos de H ------------------ x=$4x10^{22}$ moléculas de NH_3

Sugerimos que adoptes la estrategia de resolución que desarrollamos en los ejercicios anteriores, cada vez que te enfrentes a un problema complejo. La estrategia consiste en marcar un rumbo entre los datos y la incógnita y luego de cada paso, redefinir el problema.

Te daremos algunas pistas para resolver los distintos incisos del ejercicio siguiente:

a) Calcular los átomos de O presentes en 0,22 moles de moléculas de $HClO_4$.

Alternativa 1: Inicialmente calculá las moléculas en los 0,22 moles de moléculas. Redefiní el problema. Luego, resolvé el problema considerando el número de átomos de O que tiene una molécula.

Alternativa 2: Inicialmente calculá los moles de átomos de O presentes en los 0,22 moles de moléculas. Redefiní el problema. Luego, resolvé el problema recordando cuántos átomos son un mol.

Pregunta vinculada: ¿Por qué no es necesario utilizar el PMR?

b) Calcular las uma de H_2S que contendrán 0,055 moles de átomos de H.

Inicialmente calculá los átomos de H en 0,055 moles. Redefiní el problema. Luego calculá las moléculas que contendrán esos átomos de H. Redefiní el problema. Luego utilizá la masa de una molécula para completar el problema.

Buscá alternativas diferentes a la anterior y, luego de cada paso, redefiní el problema.

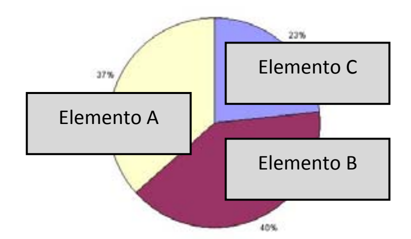
c) Calcular los g de H_3PO_3 que contendrán $4x10^{15}$ uma de P.

Inicialmente calculá los g de P que representan $4x10^{15}$ uma. Redefiní el problema. Luego transformá esos g en moles de átomos de P. Redefiní el problema. Luego averigua cuántos moles de moléculas contienen esos moles de átomos de P. Redefiní el problema. Completá el problema considerando el PMR del H_3PO_3.

Buscá alternativas diferentes a la anterior y, luego de cada paso, redefiní el problema.

Composición química y fórmulas químicas

Ahora Pedro empezó a comprender por qué los libros insistían en que las fórmulas químicas representan la composición química de las sustancias. La composición química indica qué elementos y en qué proporciones se encuentran presentes dentro de la sustancias (probablemente la forma más simple de expresar esto es indicar los porcentajes en masa de cada elemento en la sustancia) y esto podía obtenerse con facilidad a partir de un análisis cuantitativo de la fórmula química de la sustancia.



Aquí mostraremos un ejemplo: buscaremos la composición química expresada como porcentaje (usualmente denominada composición centesimal) para una sustancia cuya fórmula es Na_2SO_4.

Debido a que necesitamos hacer referencias a masas de la sustancia, es necesario conocer los PAR de cada elemento y el PMR de la sustancia. Este último es 142 mientras que los PAR para Na, S y O son respectivamente 23, 32 y 16. No es difícil comprobar en base a las discusiones que hemos hecho previamente que en 142 uma (masa de una molécula) encontraremos 46, 32 y 64 uma, respectivamente, de Na, S y O (correspondientes a 2, 1 y 4 átomos de cada elemento indicado). Del mismo modo, 142 g (masa de un mol de moléculas) contendrá 46, 32 y 64 g de Na, S y O (2 moles, 1 mol y 4 moles de átomos, respectivamente).

Para obtener la composición centesimal, solo es necesario hacer las siguientes operaciones matemáticas:

142 g de la sustancia ------------- 46 g de Na

100 g de la sustancia ------------- x= 32,4 g de Na

142 g de la sustancia ------------- 32 g de S

100 g de la sustancia ------------- x= 22,5 g de S

142 g de la sustancia ------------- 64 g de O

100 g de la sustancia ------------- x= 45,1 g de O

De modo que la composición centesimal en masa de esta sustancia será 32,4 % en Na, 22,5 % en S y 45,1 % en O.

Intentá obtener las composiciones centesimales de las siguientes sustancias: $KClO_4$; $(NH_4)_2SO_4$; NH_4NO_3; $Ca(H_2PO_4)_2$

Ahora Pedro tenía claro cómo obtener la composición química a partir de la fórmula pero…. ¿cómo se obtiene una fórmula química? Más aún, su libro sugería que usualmente el procedimiento era el inverso, esto es, se obtenía la fórmula a partir de la composición química. El libro no le aclaró nada más y las referencias en internet tampoco.



Esa tarde le encargaron a Pedro comprar algunos alimentos en el almacén del pueblo. Allí se encontró con Juan quien había sido su compañero en el secundario. Juan estudia química en la universidad y había viajado por el fin de semana a visitar a sus padres. Pedro no resistió la tentación de contarle sus avances en el terreno de la química y cuán necesario le parecía esta última para comprender temas que correspondían al área de la agronomía. A Juan le gustó el comentario y le contó que él había descubierto apenas en un semestre, una cantidad de cosas cotidianas –hasta entonces, inexplicables- que podían ser entendidas utilizando conceptos químicos. Pedro le planteó su duda sobre qué era primero, ¿las fórmulas o la composición química? Juan se sintió en “su salsa” y le explicó con mucho detalle el tema y aunque Pedro no comprendió algunas cosas, creyó haber capturado lo esencial del tema.

Juan le contó que la composición química podía obtenerse sin tener ninguna información sobre las fórmulas; más aún, se conocían las composiciones químicas mucho antes de que se propusieran las fórmulas y podían obtenerse composiciones químicas de mezclas de sustancias. Las cantidades de cada elemento presentes en cierta masa de una muestra podían ser obtenidas por diferentes procesos químicos que eran sensibles a la presencia de distintos elementos y esto podía ser cuantificado (Pedro se prometió que en algún momento averiguaría exactamente este procedimiento). Ahora bien, una vez conocida la composición centesimal de una sustancia (Juan insistió en que había que asegurarse que estuviera ¡pura!) era posible obtener la relación entre la cantidad de átomos de cada elemento presentes en la sustancia. Para eso era necesario simplemente calcular cuántos moles de átomos de cada elemento había en una cierta masa de sustancia (por ejemplo, aunque no necesariamente, en 100 g). Luego podrían relacionarse entre sí para obtener “una fórmula”.

Juan había garabateado un ejemplo en un papel que reproducimos a continuación:

La composición centesimal de un óxido de fósforo es 43,7 % en P y 56,3 % en O.

100 g del óxido tienen 43,7 g de P y 56,3 g de O. Los PAR de P y O son 31 y 16 respectivamente.

31 g ---------------------- 1 mol de átomos de P

43,7 g ---------------------- x= 1,40 mol de átomos de P

16 g --------------------- 1 mol de átomos de O

56,3 g --------------------- x= 3,51 mol de átomos de O

Juan había indicado que estos eran los moles de átomos de O y P en 100 g de la sustancia. Es claro que 1,40 moles de átomos de P están asociados con 3,51 moles de átomos de O en la sustancia considerada.

1,40/1,40 = 1 3,51/1,40= 2,5

Al dividir por el más chico de los números obtenidos, se estaba obteniendo la *mínima relación entre los moles de átomos de cada elemento.* Así, 1 mol de átomos de P está combinado con 2,5 moles de átomos de O. Esta relación también serviría para átomos excepto por el inconveniente de hablar de cantidades no enteras de átomos (es decir, no tiene sentido físico hablar de 2,5 átomos de O). Si se quiere llegar a una fórmula que pueda analizarse a nivel molecular tanto como a nivel molar, los números fraccionarios deberían evitarse. Juan le indicó que eso podía realizarse de modo sencillo, simplemente multiplicando por un entero (el más pequeño posible para seguir manteniendo la idea de “mínima relación”) que convirtiera los números obtenidos en enteros. En este caso, era suficiente con multiplicar por “2”:

2 x1 = 2 *2 x 2,5 = 5*

Ahora estos números podían expresar la mínima relación no solo a nivel molar sino también a nivel molecular. Así la fórmula es:

P_2O_5

A estas alturas, Pedro creyó que ya el problema estaba resuelto y que la fórmula molecular se podía obtener con ese simple procedimiento, pero Juan rápidamente le explicó que la fórmula obtenida era llamada "mínima" y que no necesariamente coincide con la "molecular" aunque está íntimamente ligada a ella. La primera indica la mínima relación entre átomos de cada elemento mientras que la segunda indica la cantidad de átomos que realmente hay en la molécula. Entonces, ¿cómo se llega a la fórmula molecular?

Juan le dijo que lo bueno es que la fórmula molecular sólo podía ser un múltiplo de la fórmula mínima y que para saber cuántas veces "entraba" la fórmula mínima en la molecular, era indispensable conocer alguna característica de la "molécula" y que lo habitual era conocer la masa de una molécula (o de un mol de moléculas) que también podía obtenerse experimentalmente y que se lo explicaría en algún otro momento.

Por ejemplo, y siguió explicando Juan, si el PMR de aquel óxido de fósforo es 284. Para saber cuántas veces mayor era la fórmula molecular respecto de la mínima, era necesario simplemente dividir aquel valor (PMR) por el peso de la fórmula mínima (obtenido del mismo modo que el PMR pero observando la cantidad de átomos en la fórmula mínima).

284/142 = 2 así que la fórmula molecular contiene 2 fórmulas mínimas. Así la fórmula molecular en este caso será el doble que la mínima, esto es, P_4O_{10}.

Si bien Pedro no tenía idea de cómo se podía medir un peso molecular, pudo ver que no era conceptualmente complicado averiguar una fórmula química. Y le resultó fascinante el hecho de que con cálculos del mundo

macroscópico se podía acceder tan fácilmente al inobservable mundo molecular.

Al volver a su casa, Pedro decidió practicar lo que Juan le había enseñado. Aquí están los ejercicios que resolvió y las respuestas obtenidas. Te invitamos a que lo emules.

1) Determinar la fórmula molecular de un compuesto que contiene 35,0% de Hg, el resto de cloro y su peso molecular es 472,2.

(Rta: Hg_2Cl_2)

2) Un compuesto posee un 12,26% de N, 3,54% de H, 28,1% de S y 56,1% de O. Su peso molecular es 228,2. Además, se sabe que contiene el ion amonio (NH_4^+) en su estructura. Escribir su fórmula molecular.

(Rta: $(NH_4)_2S_2O_8$)

3) Determinar la fórmula molecular de un compuesto cuyo peso molecular es 561,2 y contiene un 71,5% de Hg; 5,0% de N; 17,1% de O y 6,4% de H_2O. Considere que el agua indicada es de hidratación y se indica unida al resto de la fórmula molecular como muestran estos ejemplos: $Na_2SO_4.10H_2O$; $CuSO_4.5H_2O$; $CaCl_2.2H_2O$.

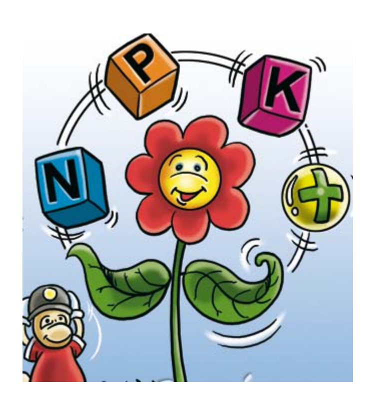
(Rta: $Hg_2N_2O_6.2H_2O$)

Algunas aclaraciones necesarias...

1) Queremos insistir en que usualmente se indican pesos en lugar de masas que es lo correcto. De todos modos, decidimos no modificar la nomenclatura para evitar confusiones y utilizamos PAR (peso atómico relativo) y PMR (peso molecular relativo) cuando deberíamos hablar de masas atómicas relativas y masas moleculares relativas.

2) Históricamente a la masa correspondiente a un 1 mol de átomos, se la ha denominado "átomo-gramo". En este texto se ha evitado tal término y será suficiente con saber que el número de moles de átomos de un elemento coincidirá siempre con el número de átomos-gramo del mismo (aunque haya alguna sutileza que los diferencia en su definición).
3) No hemos introducido la noción de "fórmula empírica" que es la que surge de la "experiencia", es decir, de la composición química. En nuestro caso, tomamos las fórmulas mínimas como equivalentes a las fórmulas empíricas aunque en algunos textos se realizan diferenciaciones.

Pedro y los fertilizantes



Finalmente, Pedro se sintió confiado en que podía volver a analizar la bolsa de fertilizante pero ahora con un mayor dominio del tema. Previamente sabía que los abonos N-P-K aportan tres macronutrientes fundamentales para las plantas, nitrógeno (N) que es esencial para el crecimiento vegetal ya que participa en las proteínas y participa en la fotosíntesis, entre otras funciones, fósforo (P) que interviene en la fotosíntesis, en el almacenamiento y transferencia de energía, en la división celular y que promueve la formación y el crecimiento de las raíces, y potasio (K) que contribuye a evitar organismos invasores.

Ahora también sabía que los números se refieren a los porcentajes de esos elementos en el abono (en los dos últimos elementos expresados como P_2O_5 y K_2O). La aplicación de diversos abonos con contenidos distintos de estos elementos simplemente obedece a deficiencias distintas de estos elementos en distintos suelos. Encontró entonces que los fertilizantes se identifican por su *Grado* y *Grado Equivalente*. El *Grado* es el porcentaje en

peso como elementos de los componentes primarios, N-P-K en ese orden, del fertilizante. Sin embargo, por tradición y costumbre es más utilizado el *Grado Equivalente*, en el cual el P y el K están expresados como óxidos: P_2O_5 y K_2O, respectivamente.

Pedro se sintió satisfecho después de averiguar cuál era el porcentaje de cada elemento (y no de los óxidos) en cada uno de los abonos: N-P-K 0-52-34 y N-P-K 18-46-0. ¿Podrías averiguarlo?

Pedro se entusiasmó con la idea de saber más sobre los fertilizantes y decidió ahondar un poco más en su estudio para luego estar más seguro con los cálculos de acuerdo a las necesidades de cada elemento. Los fertilizantes, de acuerdo a su estado de agregación pueden ser sólidos (granulados o cristalinos), fluidos o líquidos (soluciones o suspensiones) o gases (como el caso del amoníaco).

Los fertilizantes sólidos se clasifican en simples, compuestos y mezclas físicas:

Los fertilizantes *Simples* están compuestos por un solo nutriente que responde a una sola fórmula. Pueden ser sólidos (granulados o cristalinos), líquidos (como el H_3PO_4) o gases como es el caso del amoníaco.

Los fertilizantes *Compuestos* están formados por una o más sustancias. Contienen al menos dos o varios elementos nutritivos, a veces también microelementos. Estos últimos muchas veces están formulados para distintos etapas del desarrollo de un cultivo. El proveedor elige los grados variando las proporciones de N-P-K, de forma de preparar un programa de fertilización, es decir distintas formulaciones sincronizadas con las necesidades del cultivo.

Las *Mezclas Físicas* contienen dos o más nutrientes primarios (que aportan N, P y K) en forma sólidas. Se obtienen a partir de la mezcla mecánica de los compuestos que no deben reaccionar químicamente entre sí, es decir deben ser compatibles. En general tienen tamaño de partícula relativamente grande presentándose en forma granulada, gruesa o perlada y con forma de partícula

en esferas, cristales, entre otras. Por ejemplo, la urea es incompatible con el nitrato de amonio, pero lo es con el sulfato de amonio.

Al saber ahora Pedro que los fertilizantes existen en diferentes formas: compuestos, mezclas, etc., también se animó a calcular la formulación del abono N-P-K en cada uno de los siguientes casos. Por favor, intentalo vos también.

a) Mezclas de masas iguales de $Ca(NO_3)_2$ y KNO_3.
b) Mezclas de masas iguales de material inerte, $Ca(H_2PO_4)_2$ y NH_4NO_3.
c) Mezclas de masas iguales de $Ca(NO_3)_2$, KNO_3 y $Ca(H_2PO_4)_2$.

ALGUNOS EJERCICIOS DE APLICACIÓN AGRONÓMICA

Recordá que para resolver estos ejercicios tenés que saber previamente ¡formular y nombrar los compuestos químicos! Es decir, tenés que estudiar o repasar el Capítulo 3 de este libro.

1) Dados los siguientes fertilizantes nitrogenados:

amoníaco, ácido nítrico, nitrato de amonio, nitrato de sodio, urea ($CO(NH_2)_2$)

a) Calcular el porcentaje de N (nitrógeno) en cada uno de ellos.
b) Calcular el número de átomo-gramos y de átomos de N que hay en 50 g de cada uno.

2) Calcular el porcentaje de P (fósforo) que hay en los siguientes compuestos: ácido fosfórico, hidrógeno fosfato de amonio (llamado fosfato diamónico PDA), dihidrógeno fosfato de amonio (llamado fosfato monoamónico PMA), dihidrógeno fosfato de potasio, dihidrógeno fosfato de calcio (llamado superfosfato triple SPT).

3) a) Calcule el número de moles que representan 150 g de cada uno de los compuestos anteriores.
   b) Calcule los moles de átomos y el número de átomos de P contenidos en los 150 g de cada fertilizante.

4) El trigo puede alcanzar, con riego suplementario, en la región central de Córdoba rendimientos superiores al doble de los mejores rendimientos obtenidos en secano. Es suficiente la aplicación de 80 kg/ha de fósforo como fosfato diamónico a la siembra en forma localizada para reponer este elemento en el suelo. Calcule la cantidad de fósforo y de fosfato diamónico que se tendrá que aplicar para fertilizar 560 hectáreas de campo.

5) Los fertilizantes se identifican por su Grado y Grado Equivalente. El grado es el porcentaje en peso como elementos de los componentes primarios, N-P-K en ese orden, del fertilizante. Sin embargo, por tradición y costumbre es más utilizado el Grado Equivalente, en el cual el P y el K están expresados como óxidos: P_2O_5 y K_2O, respectivamente.
   a) Un fertilizante cuyo Grado es 15-7-12 posee un grado equivalente (GE) 15-16-15. Explique mediante cálculos los valores de GE.
   b) Calcular el GE de los fertilizantes del ejercicio 3 y 4.

6) Se debe seleccionar entre dos fertilizantes nitrogenados que presentan una eficiencia similar. La urea tiene un GE 46-0-0 y un precio de 340$/tn. El UAN (urea-nitrato de amonio) tiene un GE 32-0-0 y un precio de 300$/tn. Elija el fertilizante en función del costo por kg de nitrógeno.

7) Se está buscando una fuente para compensar deficiencias de potasio en alfalfa, ya que la falta de este elemento hace que bordes y puntas de hojas se vuelvan amarillentos y secos; y un retraso en el desarrollo de la planta. Dados los siguientes fertilizantes potásicos: KCl, KNO_3, K_2SO_4, KH_2PO_4, K_2HPO_3.
   a) Escriba los nombres de los compuestos

b) ¿Cuál de ellos aporta mayor cantidad de K?
c) Calcule la composición centesimal de cada uno
d) Determine los N-P-K (grado equivalente) de cada uno de ellos.

8) Pedro tiene que comprar fertilizante nitrogenado. El proveedor le ofrece dos diferentes. El fertilizante urea que contiene un 46% de nitrógeno (g N/100 g urea) y su costo es 340$ la tonelada, y por otro lado el fertilizante UAN (urea-nitrato de amonio) que contiene 32% de N y su precio es 300 $/tn.
   a) ¿Qué precio o costo por kg de N calculó Pedro para cada fertilizante?
   b) ¿Cuál de los dos fertilizantes le resultó más económico? Justifique la elección de Pedro.

CAPÍTULO 5



LAS SOLUCIONES



Pedro discutía con su amigo José sobre el mejor modo para aplicar fertilizantes. José le describió el método de fertirrigación que implica agregar los fertilizantes en agua de riego. De este modo, los elementos nutritivos son transportados hacia donde se desarrollan las raíces que serán las que tomarán o sea absorberán esos nutrientes. El método tiene usualmente varias ventajas como una mejor distribución y asimilación de los fertilizantes que se traduce en un mayor rendimiento y calidad de la cosecha.

José le comentó que en ocasiones el fertilizante ya venía disuelto en agua y en otros casos había que preparar "una solución" y que en otras ocasiones, había que preparar una "una solución madre" de cierta "concentración" a partir de la cual se preparaban las soluciones a aplicar en campo. La mayor parte de estas frases no eran totalmente claras para Pedro aunque intuitivamente entendía la idea general.

Sustancias puras

Pedro entendió que debería leer un poco sobre el tema. Su librito de cabecera lo ayudaría seguramente. Le costó un poco concentrarse en la lectura como siempre le pasaba cuando empezaba a leer sobre un tema nuevo. En la primera parte se discutía la diferencia entre tener una sustancia pura y en que estas eran sistemas homogéneos. Indicaba que "los sistemas homogéneos, entre ellos las sustancias puras, no presentaban discontinuidades al ultramicroscopio y presentaban iguales propiedades en diferentes puntos del mismo".

En la figura que sigue, tratamos de mostrar que ocurriría si pudiéramos observar diferentes sustancias puras con niveles de magnificación creciente (es decir, cada vez con mayor resolución, observando más en detalle el sistema). Para ello, arbitrariamente hemos tomado 3 niveles distintos:

a) una lupa que apenas permite distinguir objetos más pequeños de los que podemos simplemente con la vista.

b) un ultramicroscopio que a través de una iluminación particular, permite distinguir partículas incluso tan chicas como 0,1 micrones (similar a lo que ocurre cuando un haz de luz que ingresa por una ventana nos revela las partículas suspendidas en el aire). Lo que parece sin discontinuidades al ultramicroscopio se considera homogéneo.

c) un microscopio de efecto túnel (su funcionamiento está fuera del alcance de este libro, pero su resolución es tan extraordinaria, incluso menor a 0,1 nm, que los átomos pueden ser observados en las imágenes tomadas con ese microscopio).

En la figura precisamente podemos observar que el agua pura ha sido representada como un sistema continuo, "homogéno", mientras que en el último se observan discontinuidades a nivel atómico. Situaciones semejantes se observan para otras sustancias puras como silicio, plomo y grafito. En el

caso de la observación con lupa podríamos pensar en un sistema con discontinuidades pero es debido a la presencia de partículas del sólido (si estuvieran suficientemente juntas, no presentarían discontinuidades). Debemos aclarar que las imágenes de la figura son simplificaciones de lo que se espera en cada caso.

Sustancias puras bajo niveles distintos de resolución

DIFERENTES NIVEL DE MAGNIFICACIÓN

Lupa **Ultramicroscopio** **Microscopio**
de
efecto túnel

Agua pura

Silicio puro

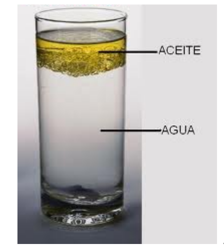
Plomo puro

Grafito puro

Las figuras le sugirieron a Pedro indicar que una sustancia pura no tenía discontinuidades aún al ultramicroscopio (que tenía una resolución apenas superior al tamaño molecular), significaba en definitiva que una sustancia pura sólo podría mostrar discontinuidades si pudiera observarse a escala molecular o atómica (como el microscopio de efecto túnel parece lograr) y distinguir directamente las moléculas o los átomos de cada sustancia.

Mezclas

El libro distinguía las sustancias puras de las mezclas. Eso parecía fácil, una mezcla no era más que una mezcla de sustancias puras. Inmediatamente Pedro imaginó un montón de "mezclas" que lo rodeaban (¿podrías imaginarte algunas?). En algunas de estas mezclas era muy fácil distinguir a simple vista que había más de una sustancia en ella y en otras había que observar con más detalle para notar que presentaban discontinuidades. El libro daba algunos ejemplos:



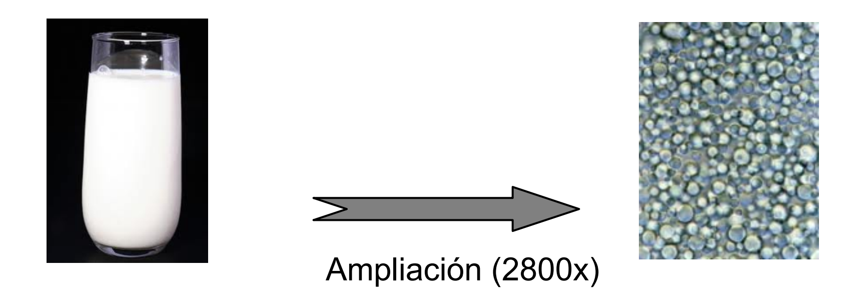
Aceite y agua


Granito

A Pedro el ejemplo de aceite y agua le pareció obvio: es posible ver que las dos sustancias no se mezclan sino que siguen separadas; si intentamos juntarlas agitando, sólo conseguiremos que pequeñas porciones de una de las sustancias se disemine en la otra pero podremos seguir apreciando, aunque con mayor dificultad, que las sustancias siguen separadas. Esta es una típica mezcla heterogénea y las fases podían distinguirse con mucha facilidad.

No obstante en otros casos, era necesario utilizar un instrumento de mejor resolución como el ultramicroscopio. Un ejemplo que sorprendió a Pedro fue el de la leche que no parecía tener más de una sustancia pero el libro decía lo contrario (luego recordó que cuando la leche se "corta" aparecen dos fases distintas que sugieren más de una sustancia). En la figura siguiente se observa una imagen de la leche tomada con un microscopio óptico; en la misma se distingue una dispersión de pequeños glóbulos de grasa en agua.

Todas las mezclas que presentaban discontinuidades a simple vista o incluso al ultramicroscopio, son denominadas mezclas "heterogéneas" o dispersiones. De acuerdo al tamaño de las partículas dispersas, las mezclas suelen denominarse *groseras, finas* y *coloidales.*



En las dispersiones groseras las partículas de la fase dispersa poseen dimensiones mayores de 50 μm (1μm = 10^{-6} m) pudiéndoselas distinguir a simple vista. Son ejemplo de este tipo de dispersiones, el granito, una mezcla de agua con arena, aserrín con limaduras de hierro, etc. La separación de fases puede operarse con tanta mayor facilidad cuando más difieran sus densidades.

En las dispersiones finas, las partículas de la fase dispersa tienen dimensiones comprendidas entre 0,1 μm y 50 μm. Sólo se pueden observar con el uso del microscopio. A este tipo de dispersiones pertenecen las emulsiones y suspensiones. En las primeras, ambas fases (la dispersante y la dispersa) son líquidas. Un ejemplo de estos sistemas se logra cuando se agita

vigorosamente una mezcla de agua y aceite. En las segundas la fase dispersa es sólida pudiendo la dispersante ser líquida o gaseosa. La tinta china (negro de humo disperso en agua) es un ejemplo de dispersión fina con fase dispersante líquida y dispersa sólida. El humo (partículas de carbón dispersas en aire) constituye un ejemplo de suspensión de sólido en gas.
Separar las fases en una dispersión fina es generalmente mucho más dificultoso que en las groseras.

En las dispersiones coloidales, o simplemente *coloides,* el tamaño de las partículas de la fase dispersa se encuentra entre los 0,001 μm y 0,1 μm. La gelatina es quizá uno de los coloides más comunes. Solamente se puede observar la fase dispersa a través del dispositivo óptico especial denominado ultramicroscopio. Precisamente, este medio óptico es el que se utiliza como límite para precisar si un sistema material es homogéneo o heterogéneo.

Soluciones

No obstante, en algunas mezclas no es posible encontrar ninguna discontinuidad aún al ultramicroscopio. Esas mezclas eran las soluciones (¡¡al fin!!, pensó Pedro). Había muchas soluciones en la vida cotidiana; algunos ejemplos se muestran a continuación. ***¿Cuáles son las sustancias puras presentes en cada una?***

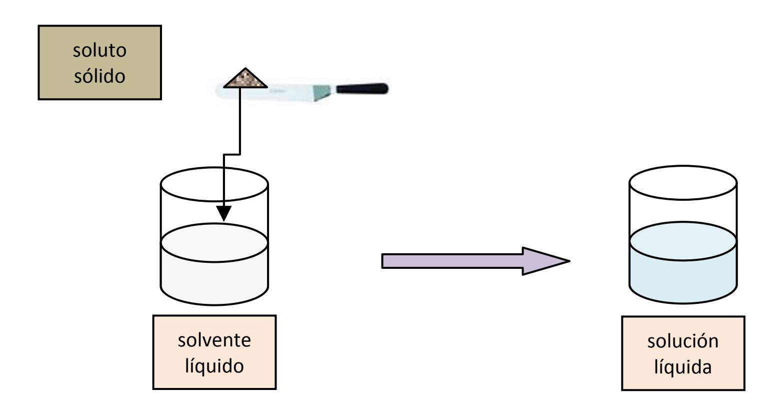


Vinagre Agua Mineral Aire

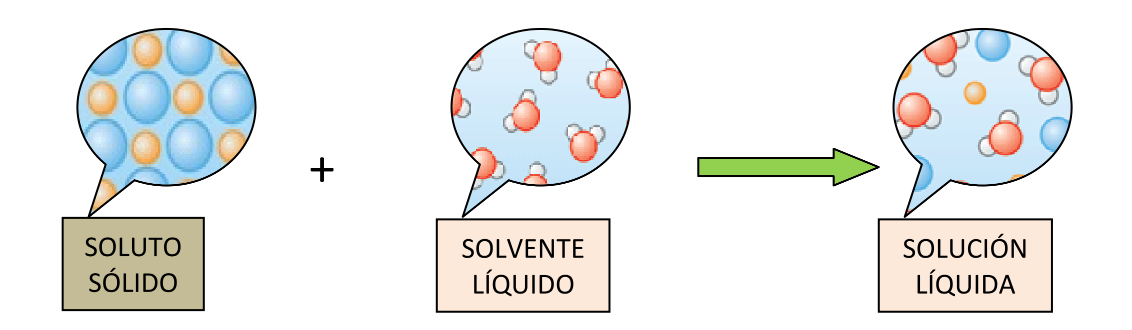
Las soluciones, indicaba el libro, son mezclas, pero homogéneas. Este concepto parecía algo más complejo: una mezcla homogénea del tipo solución es aquella que tiene iguales propiedades en cualquier punto y que no presenta discontinuidades aun al ultramicroscopio (en forma semejante a lo que ocurre con una sustancia pura). El límite para hablar de sistemas homogéneos eran que no se observasen esas discontinuidades en el ultramicroscopio (Pedro jamás había escuchado hablar de ese instrumento pero resultaba claro que con él podía distinguirse mucho más que a simple vista), de modo similar a lo que ocurre con una sustancia pura. Pedro pensó que eso significaba que las dos cosas estaban mezcladas de tal modo que observar discontinuidades sería equivalente a distinguir moléculas de cada sustancia y eso sabía que no era posible con ningún instrumento óptico. El libro aseguraba que un sistema homogéneo, ya sea una sustancia pura o una solución, tendría iguales propiedades ***intensivas*** en cualquier punto. Pedro buscó en otro capítulo y encontró que propiedades intensivas eran aquellas que no dependían de la masa y entre ellas, se contaban la densidad, el punto de ebullición, el punto de fusión. Cualquier porción de solución tendría estas mismas propiedades; en cambio esto no ocurriría en una mezcla heterogénea. En algunos ejemplos no era tan fácil de comprobar pero volviendo al ejemplo del aceite y del agua, resultaba muy claro: simplemente tomar una porción de la mezcla que contuviese solo aceite y compararla con una porción que solo tuviese agua, demostraba que no tenían iguales propiedades en todos los puntos del sistema.

Pedro siguió leyendo sin mayor dificultad el resto del capítulo que incluimos a continuación.

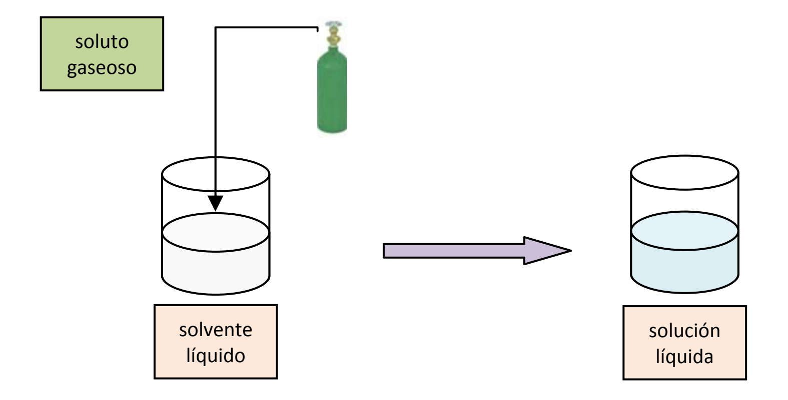
Las soluciones tienen más de una sustancia que suelen distinguirse llamándolas solvente y soluto; si hubiera más de dos sustancias, habrá más de un soluto. El solvente es aquella que define el estado de agregación (líquido, sólido, gaseoso) de la solución, es decir, es aquella sustancia que se encuentre en forma pura en el mismo estado de agregación que la solución. Así, si se disuelve un sólido en un líquido y la solución formada es líquida, el segundo se denomina solvente mientras que el primero será el soluto.



Es importante que quede claro que el soluto estaba sólido ANTES de ser disuelto; finalmente TODA la solución está en estado líquido. Si pudiéramos "mirar" con algún instrumento de resolución a nivel molecular:



Si disolvemos un gas en un líquido, la solución resultante es líquida:



Tratá de imaginar cómo sería a nivel molecular la situación en este segundo caso.

Si ambos tienen el mismo estado de agregación, usualmente se prefiere denominar solvente a aquel que esté en mayor cantidad aunque en ocasiones se prefiera llamar soluto a aquella sustancia de la solución en la que estamos especialmente interesados aún cuando esté en mayor cantidad.

El libro se extendía sobre las posibles variantes de soluciones que se pueden preparar disolviendo solutos en diferentes estados de agregación en solventes en los mismos o en otros estados de agregación (recordemos que las soluciones formadas coincidirán en su estado de agregación con, al menos, el del solvente). Debido a que Pedro estaba particularmente interesado en las soluciones acuosas de los fertilizantes, se alegró cuando el libro aseguró que se pondría especial énfasis en las soluciones de sólidos en líquidos y, en particular, cuando el solvente era agua.

A continuación, el libro mostraba el esquema del procedimiento en el laboratorio para preparar una solución de un sólido en un líquido y de un líquido en otro para formar en ambos casos, soluciones líquidas.

Solución de sólido en líquido

a) Se pesa la cantidad requerida del soluto sólido



b) Se disuelve el sólido en una pequeña cantidad de solvente ubicado en un vaso de precipitados



c) Una vez disuelto se introduce la solución en un matraz aforado



d) Se lava el vaso con agua destilada utilizando una piseta, agregando cada porción de lavado al matraz



e) Se completa (se enrasa) el matraz con agua destilada de la piseta hasta alcanzar la marca correspondiente

Solución de líquido en líquido

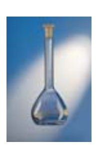
a) Se mide el volumen del soluto líquido utilizando una pipeta aforada o graduada de acuerdo al caso



b) Se agrega el líquido en una pequeña cantidad de solvente ubicado en un vaso de precipitados



c) Una vez disuelto se introduce la solución en el matraz aforado



d) Se lava el vaso con agua destilada por medio de una piseta agregando cada porción de lavado al matraz



e) Se completa (se enrasa) el matraz con agua destilada hasta alcanzar la marca correspondiente

La concentración de las soluciones, ¿cómo expresarla?

Es evidente, incluso a partir de la experiencia cotidiana, que las soluciones conteniendo diversas relaciones de soluto y solvente, deben tener

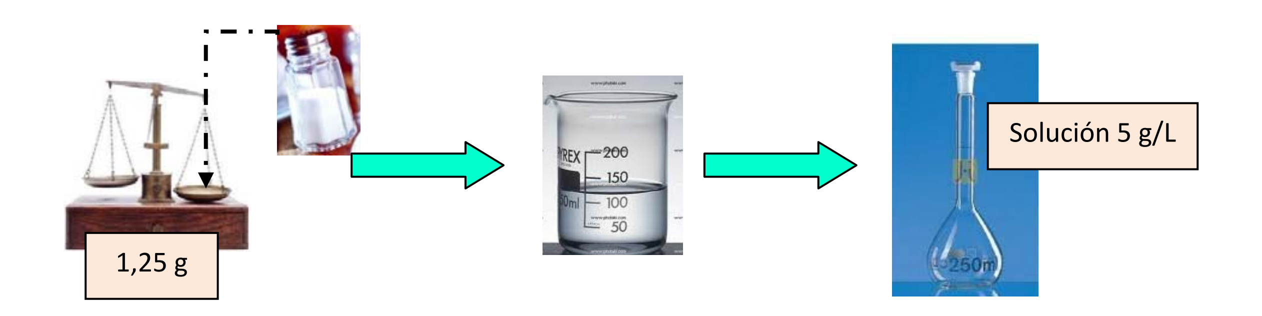
distintas propiedades. Ya sabemos, por ejemplo, que agregar más sal en agua la hará más salobre, o que la presencia de mayores cantidades de un gas tóxico en el aire, lo convertirá en menos respirable. Realmente, las modificaciones en las relaciones de los componentes de una solución, provocan cambios en todas las propiedades representativas de la misma. Es por eso que resulta indispensable al describir una solución, no sólo indicar el solvente y el o los solutos que contenga sino también la relación entre las cantidades de los componentes de la solución. Esta relación se denomina "concentración" de la solución y es posible expresarla de diversos modos, no sólo por las unidades usadas para cuantificar la cantidad de cada componente (puede elegirse masa, volumen, número de moles) sino también de acuerdo a que se exprese la cantidad de un componente respecto del otro o respecto de la solución completa. La elección de una forma de expresar la concentración dependerá de las ventajas o de las posibilidades para medir las cantidades de cada componente y del uso que posteriormente se le dará a la concentración de la solución. En este libro nos limitaremos a ver sólo algunas unidades de concentración.

Las unidades más simples para expresar la concentración de una solución se denominan "físicas" ya que sólo utilizan conceptos como masa y/o volumen pero no cantidades que usualmente se denominan "químicas" como el mol.

Una de ellas expresa la masa (en g) de soluto contenida en 1 litro de solución; por ejemplo, una solución que se ha preparado disolviendo 1,25 g de sal común en agua suficiente para formar 250 ml de solución, tendrá una concentración:

250 ml de solución --------------- 1,25 de sal

1000 ml (1 litro) de solución --------------- x= 5,0 g de sal



La concentración de la solución es 5,0 g/L. Es interesante observar que para el cálculo de la concentración, no importa cuál ha sido el soluto ni su fórmula aunque las soluciones formadas con distintos solutos (aun con igual concentración en g/L) tendrían muy diferentes propiedades de acuerdo a la naturaleza de sus componentes.

Una unidad muy cercana relacionada a la anterior es la denominada "porcentaje p/v o porcentaje peso en volumen" (estrictamente debería ser masa en volumen) y que se refiere a la masa (en g) de soluto contenida en 100 ml de solución. Es evidente que esta unidad será la décima parte de la concentración en g/L; su "ventaja" es que expresa un porcentaje (aunque este porcentaje ¡¡puede ser mayor al 100 %!! ***¿podés explicar cuándo y por qué?***).

En el ejemplo anterior, el procedimiento sería muy semejante:

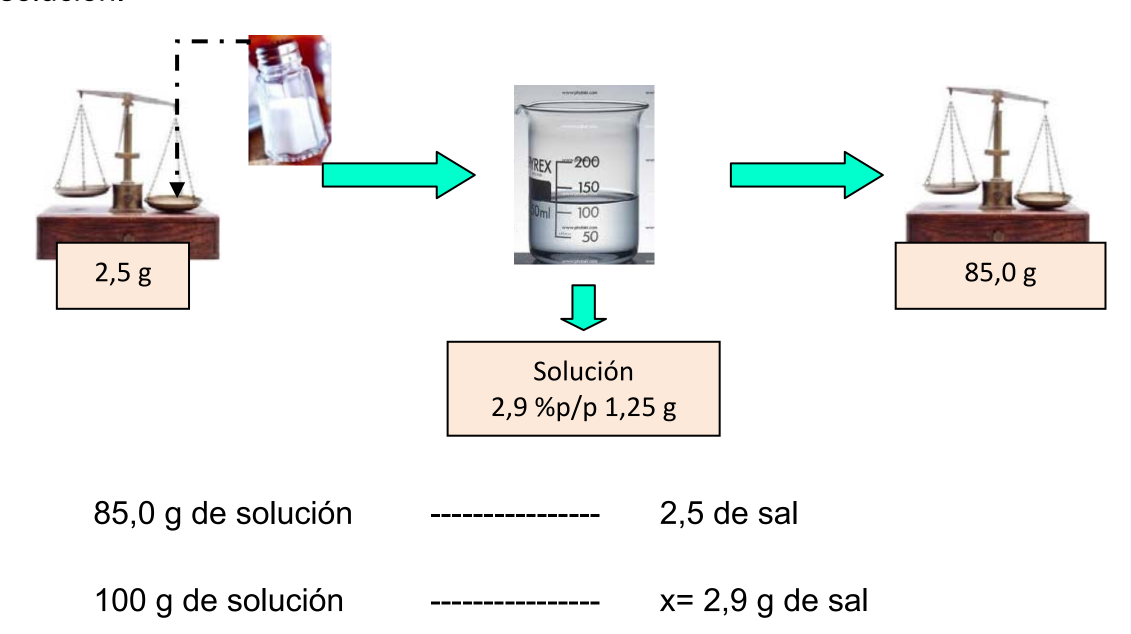
250 ml de solución ------------------ 1,25 de sal

100 ml de solución ------------------ x= 0,5 g de sal

Y la solución sería 0,5 % p/v

Cuando resulta más fácil cuantificar la masa de solución que su volumen, es posible utilizar una variante a la unidad anterior. Se trata del "porcentaje p/p o porcentaje peso en peso (estrictamente masa en masa)".

Supongamos que se pesan 2,5 g de sal, se disuelven en cierta cantidad de agua y luego se vuelve a pesar el total encontrándose una masa de 85,0 g. Esta última masa incluye tanto soluto como solvente, es decir, es la masa de la solución.



85,0 g de solución ---------------- 2,5 de sal

100 g de solución ---------------- x= 2,9 g de sal

Y la solución sería 2,9 % p/p.

¿Podría este porcentaje superar el 100 %?

Seguramente resultará claro para el lector que los valores de concentración de una solución expresados en diversas unidades guardan una relación muy estrecha entre sí y que es posible, usualmente, convertir unas en otras con relativa facilidad. Es particularmente interesante observar que para convertir unidades de concentración que vinculen la cantidad de soluto con la masa de solución (como el % p/p) en otras que la vinculen con el volumen de solución (como g/L o % p/v), es necesario contar con alguna información que nos diga que volumen ocupa cierta masa de solución, es decir, la densidad o alguna información derivada de ella.

Así, si la solución cuyo porcentaje peso en peso acabamos de calcular tuviese una densidad de 1,03 g/ml, podríamos intentar averiguar el % p/v. Este sería el procedimiento:

1,03 g de solución --------------- (ocupan) 1 ml de solución

100 g de solución --------------- x= 97 ml de solución

Debido a que estos 97 ml de solución son equivalentes a los 100 g de solución y en estos había 2,9 g de soluto:

97 ml de solución --------------- 2,9 g de soluto

100 ml de solución --------------- x= 3,0 g de soluto

Es decir, la solución 2,9 % p/p es también 3,0 % p/v.

Quisiéramos llamar la atención sobre un par de cuestiones: la primera es que el valor hallado no depende de la masa de solución (en este caso, 100 g) de la cual se partió; sería interesante que repitas el cálculo utilizando los 85 g de solución pero deberás recordar que en ella hay sólo 2,5 g de soluto. ***¿Por qué creés que los valores de concentración y la relación entre ellos expresadas en distintas unidades no dependerá de la cantidad de solución que se analice?***

La segunda cuestión relevante que debes recordar es que la densidad **NO** es una unidad de concentración. ***Te dejamos la inquietud para que intentes explicar el porqué***.

En situaciones donde es más fácil medir el volumen que la masa de soluto (usualmente cuando el soluto puro está en estado de agregación gaseoso o líquido), es posible utilizar una unidad de concentración semejante a las dos últimas que se denomina "porcentaje v/v o porcentaje volumen en volumen".

Otras unidades de concentración utilizan algunos conceptos cuya naturaleza está más cercana a la química, como el mol (también otros como el equivalente que está fuera del alcance de este libro). Aquí veremos solo tres de esas unidades.

La utilizada más frecuentemente es la Molaridad (M) que expresa el número de moles de soluto contenidos en 1 litro de solución. Así, si disolvemos 0,15 moles de un soluto en agua suficiente para formar 200 ml de solución:

200 ml de solución -------------- 0,15 moles de soluto

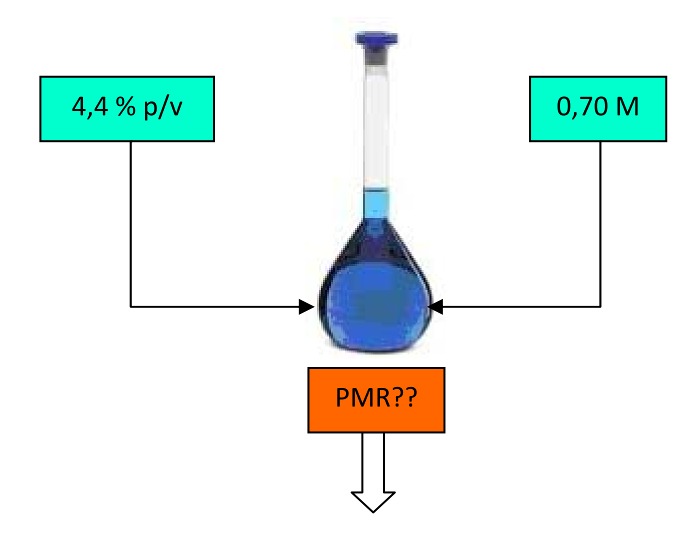
1000 ml (1 L) de solución -------------- x= 0,70 moles de soluto

La solución tiene 0,70 moles por litro de solución y, por ende, es 0,70 Molar o 0,70 moles/L (también podemos decir que su molaridad es 0,70).

Debería ser claro que la relación entre unidades como la molaridad y el % p/v o g/L son similares en cuánto a que expresan la cantidad de soluto en función del volumen de solución, pero la conversión entre ellas exige el conocimiento de la fórmula molecular (y de su masa molar).

Te planteamos un problema para que resuelvas:

¿Cuál habrá sido la masa molar del soluto utilizado para preparar la solución 0,70 M si la solución también es 4,4 % p/v?



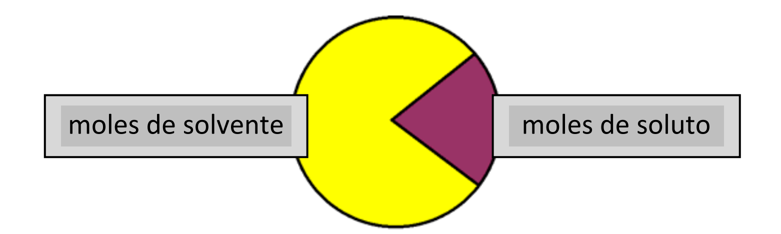
La fracción molar es otra unidad de concentración que utiliza el concepto de mol. Su definición se expresa fácilmente en la ecuación:

x (soluto) = número de moles de soluto/ número de moles totales

donde el número de moles totales implica la suma de los moles de solvente y del o de los solutos presentes en la solución. Esta unidad de concentración se suele definir también para el solvente de modo semejante, es decir:

x (solvente) = número de moles de solvente/ número de moles totales

En la figura que sigue representamos en un gráfico de "torta", el significado de la fracción molar



Es fácil comprobar que si se analiza la solución como un "todo" en términos de moles, la fracción molar del soluto es la porción del mismo en la "torta" color bordó, y la fracción molar del solvente es el resto o sea la porción amarilla. Por ende, podemos sacar al menos dos conclusiones: la fracción molar para uno de los componentes nunca podrá ser mayor que 1 (ni siquiera 1 si es una solución) y la suma de las fracciones molares debe dar necesariamente 1 (¡la suma de las partes da el todo!).

Te proponemos que calcules las fracciones molares de soluto y solvente correspondientes a una solución acuosa 5,5 % p/p de HNO_3.

La última unidad de concentración que veremos difiere de todas las demás porque expresa la cantidad de soluto respecto de cierta cantidad de solvente (y no de cierta cantidad de solución). Se trata de la molalidad (m) que indica el número de moles de soluto contenidos en 1 kg de solvente. Una

solución 0,75 m (0,75 molal) será una solución que contiene 0,75 moles de soluto por cada kilo de solvente. Si imaginamos que la solución es acuosa y el soluto es HCl, ¿cuál sería su % p/p? Te proponemos resolverlo siguiendo los pasos que describimos a continuación:

a) Calcular la masa de soluto contenida en 0,75 moles de soluto

b) Calcular la masa de solución que contiene 1 kilo de solvente

c) Calcular la masa de soluto en 100 g de solución

Una aclaración importante cuya explicación en profundidad excede los alcances de este libro, es que para muchos solutos, debido a su estructura particular al estado sólido y su comportamiento al disolverse, no es correcto hablar de "moléculas" y/o de "moles de moléculas". En esos casos suele hablarse de "fórmulas" y/o de "moles de fórmulas" en lugar de los términos anteriores. Para estos casos, la Molaridad de las soluciones se transforma en Formalidad. En los ejemplos de este libro se ignora esta distinción.

A continuación, te proponemos que resuelvas algunos problemas muy simples. Como ejemplo, resolveremos el primero.

Calcule la masa de soluto presente en cada uno de los siguientes casos (todas son soluciones acuosas):

d) 150 ml de una solución 0,44 M de HNO_3

e) 230 g de una solución 1,17 M de HCl (densidad de la solución 1,055 g/ml)

f) 400 g de una solución de NaCl 5,2 % p/v (densidad de la solución 1,027 g/ml)

g) 120 g de una solución de fracción molar 0,088 en HI (densidad de la solución 1,022 g/ml)

Resolución inciso a)

Inicialmente calcularemos los moles contenidos en 150 ml de solución:

1000 ml de solución ----------- 0,44 moles de soluto

150 ml de solución ----------- x= 0,066 moles de soluto

Luego convertimos estos moles en g:

1 mol de soluto -------------- 63 g de soluto

0,066 moles de soluto -------------- x= 4,16 g de soluto

Un error común en este tipo de ejercicios es realizar la primera regla de tres tal cual sigue:

1000 ml de solución ----------- 0,44 M de soluto

150 ml de solución ------------ x= 0,066 M de soluto

Aunque numéricamente da lo mismo, se ha cometido un serio error conceptual; ¿podés encontrar cuál?

Aquí resolveremos un problema algo más complejo.

¿Cuál será la M de una solución 36 % p/p de HCl (densidad 1,18 g/ml) y en que volumen de la misma habrá $2,3x10^{22}$ moléculas de soluto?

Para resolverlo, primero recordaremos la definición de molaridad (M): moles de soluto en 1000 ml de solución. El dato de partida es el porcentaje peso en peso, es decir, la masa de soluto en 100 g de solución (indica que hay 36 g de HCl en 100 g de solución). Comparando ambas cosas resulta claro que existen dos diferencias importantes entre el dato y la incógnita: el soluto en el primero

se expresa en masa y en el segundo en moles, mientras que la solución se expresa en masa en el primero y en volumen en el segundo. Eso implica que debemos modificar ambas cosas (y puede hacerse en cualquier orden). Aquí primero convertiremos la masa de la solución en el volumen correspondiente y para ello, como hemos indicado antes, es necesario usar la densidad de la solución:

1,18 g de solución -------------- 1 ml de solución

100 g de solución -------------- x= 84,7 ml de solución

Ahora sabemos que en 84,7 ml de solución hay 36 g de soluto. La M se refiere a 1000 ml de solución, de modo que:

84,7 ml de solución ------------- 36 g de soluto

1000 ml de solución -------------- x= 425 g de soluto

Luego de este cálculo, ya conocemos los g por litro de soluto en la solución. No obstante, la M se refiere a moles, así que:

36,5 g de HCl ---------- 1 mol de soluto

425 g de HCl ---------- x= 11,6 moles

Como los 425 g de HCl (equivalentes a 11,6 moles) están en 1000 ml, entonces la solución es 11,6 M.

La segunda pregunta indicaba en qué volumen de la solución hay $2,3x10^{22}$ moléculas de soluto.

Recordando que 1 mol de moléculas contiene el número de Avogrado de moléculas:

1 mol de moléculas ------------- $6,023x10^{23}$ moléculas de soluto

11,6 moles de moléculas -------------- x= $6,99x10^{24}$ moléculas de soluto

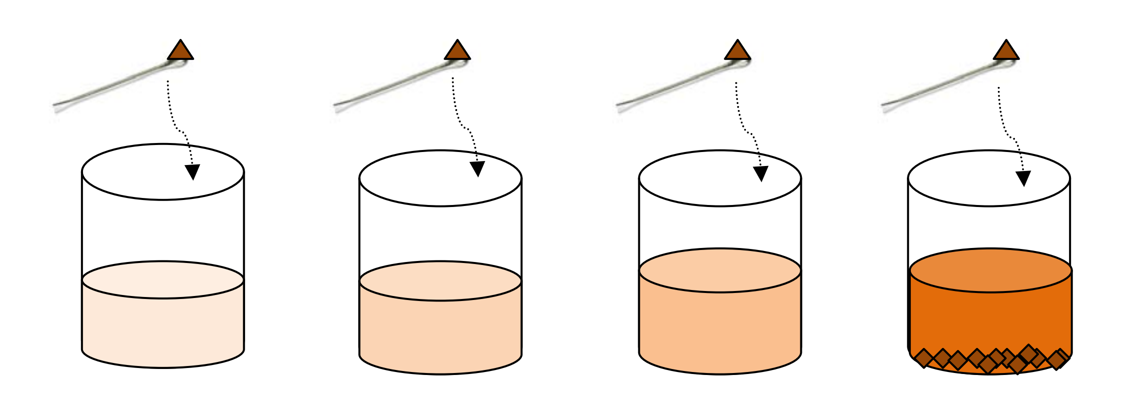
Estas moléculas son equivalentes a 11,6 moles y estos moles están en 1000 ml:

$6{,}99 \times 10^{24}$ moléculas de soluto --------------- 1000 ml de solución

$2{,}3 \times 10^{22}$ moléculas de soluto -------------- x= 3,29 ml de solución

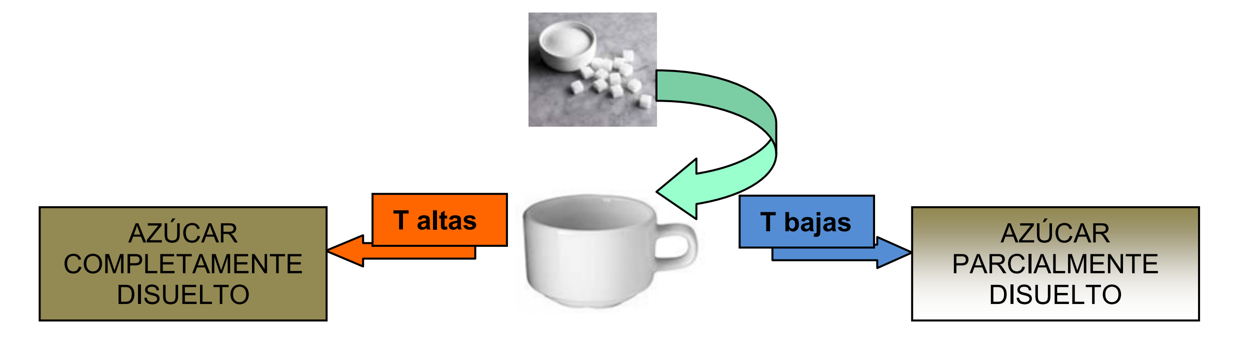
Soluciones diluidas, concentradas y saturadas

Pedro se preguntó hasta cuando se podría disolver una sustancia en un solvente determinado, si es que hubiera algún límite. La respuesta la encontró en el libro: así como sólo algunas sustancias se disolvían en otras para formar soluciones, cada una de ellas podía disolverse en diferente proporción (en función de las semejanzas, a nivel molecular, que presentasen soluto y solvente). Así, algunas sustancias eran completamente "miscibles", es decir, se mezclaban en todas proporciones; esto ocurría siempre cuando las sustancias gaseosas se mezclaban (***las mezclas de gases SIEMPRE son soluciones***) y también con sustancias en estado líquido (como alcohol etílico y agua, por ejemplo), pero la mayoría sólo podía disolverse hasta una cantidad máxima en un cierto volumen de solvente; esta cantidad depende esencialmente de la temperatura. En la figura siguiente, mostramos qué ocurre cuando se disuelve un soluto sólido en un líquido (aunque esto mismo puede extrapolarse a otros casos en los Cuáles los estados de agregación de soluto y/o solvente son otros). Inicialmente se agrega soluto que se disuelve progresivamente hasta que finalmente el solvente es incapaz de disolver más soluto y éste se ve en el fondo del vaso sin disolverse. Esta última solución que contiene la máxima cantidad de soluto disuelto a esa temperatura y para esa cantidad de solvente, se denomina "saturada" y su concentración se denomina "solubilidad". Entre las soluciones "no saturadas" están aquellas cuya concentración está cercana a la solubilidad, se denominan "concentradas" mientras que aquellas con concentraciones menores se llaman "diluidas".



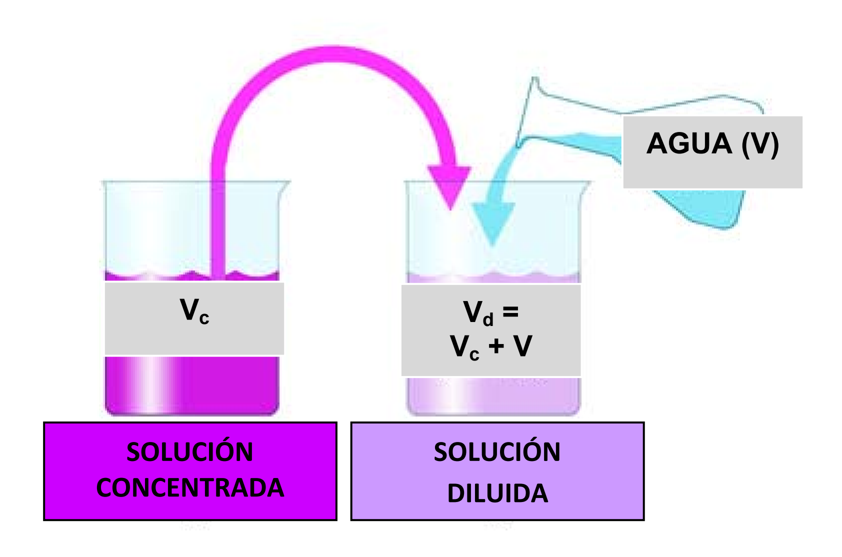
Algunas sustancias tienen alta solubilidad en agua; por ejemplo, es posible disolver más de 1300 g de azúcar o 350 g de sal común en 1 litro de agua a temperatura ambiente (20 ºC); esas mismas sustancias, en cambio, se disuelven en bajísima proporción en otros solventes como aceite. Otros solutos, como el aire por ejemplo, se disuelven en cantidad muy pequeña en agua (menos de 8 mg por litro a temperatura ambiente).

Como hemos indicado, la solubilidad de una sustancia determinada en un solvente depende esencialmente de la temperatura (aunque hay otros factores que pueden afectarla también). Algunas sustancias aumentan su solubilidad con la temperatura (en general, los sólidos que se disuelven en un líquido cumplen con esa condición) mientras que otros la disminuyen (el caso típico es el de los gases que se disuelven en líquidos o sólidos). Un ejemplo cotidiano seguramente se puede observar si alguien prefiere beber té o café muy dulce y disuelve una buena cantidad de azúcar cuando la bebida está caliente; seguramente el azúcar quedará completamente soluble pero si la bebida se enfría, es posible que comprobemos que parte del azúcar se encuentra sin disolver en el fondo del recipiente.



Dilución de soluciones

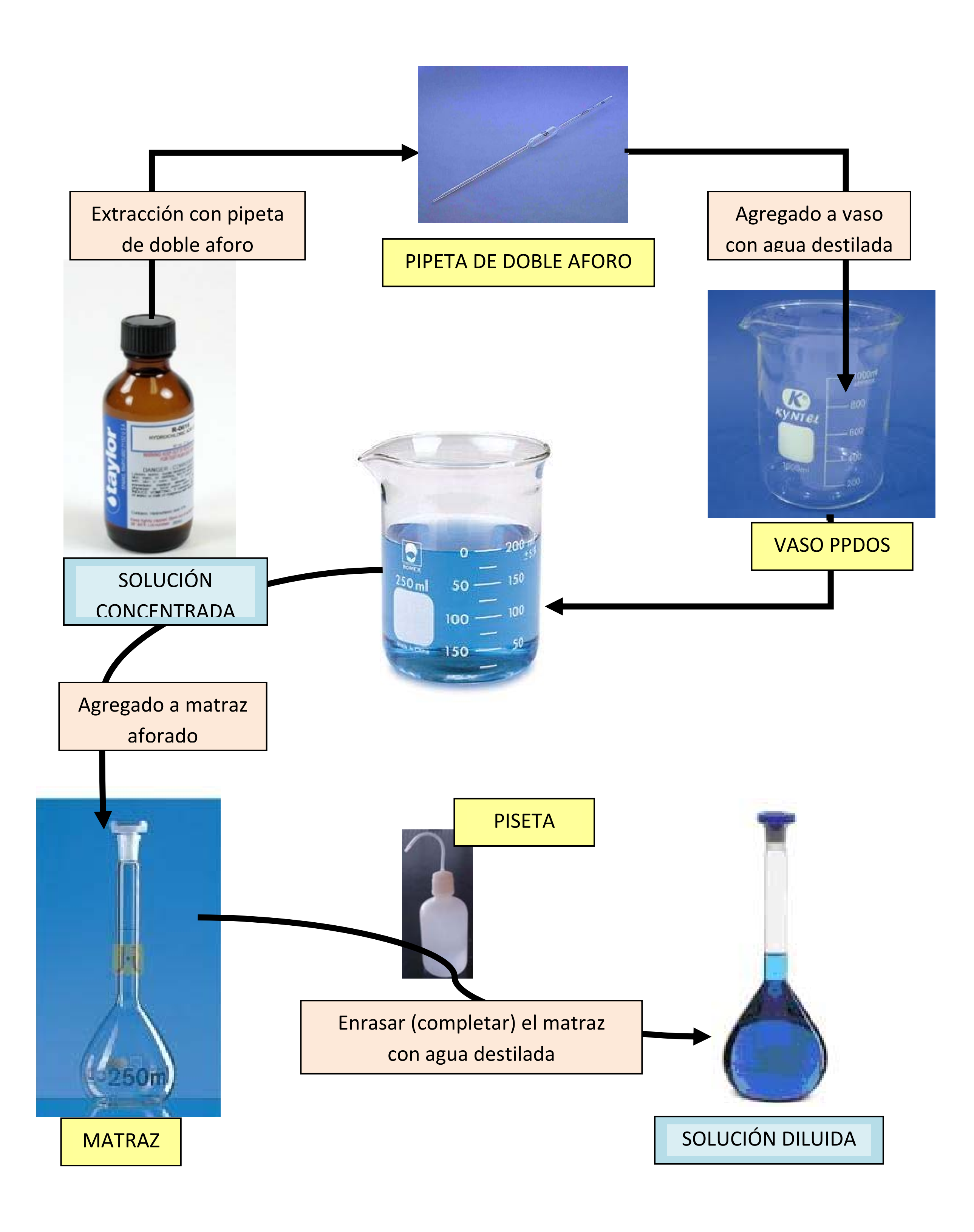
Tal cual le había dicho José, en ocasiones se contaba con una solución de una concentración mayor a la necesaria (solución madre). En esos casos, la preparación de la solución "diluida" que se requería, exigía el agregado de más solvente a cierta cantidad de la solución "concentrada".



Pedro no pudo evitar pensar en una situación semejante cuando "diluía" el jugo de naranja concentrado con agua para preparar el que tomaba a diario. *No obstante, Pedro cometía un error al asociar estrictamente esa operación que realizaba a diario, con la dilución de una* ***solución****, ¿cuál?*

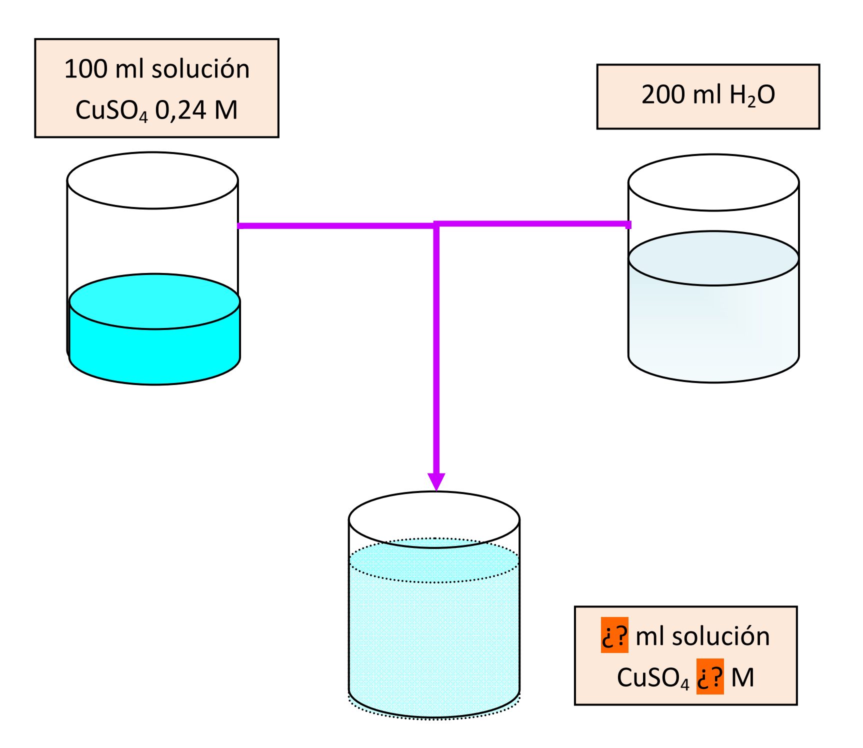
En la siguiente figura puedes ver representado la operación que se realiza habitualmente en el laboratorio para diluir una solución. Los materiales son los necesarios para realizar la operación considerando las precauciones propias del manejo de soluciones químicas pero, además, con la precisión requerida, midiendo adecuadamente los volúmenes a extraer de la solución concentrada y a completar de la solución diluida.

Operación de dilución en el laboratorio



Seguramente lo más relevante de un proceso de dilución es el cálculo de las concentraciones de las soluciones diluidas o, lo que es equivalente, la cantidad de solución concentrada que deberá diluirse para preparar cierta cantidad de una solución diluida. A continuación mostraremos algunos cálculos.

Supongamos que a 100 ml de una solución acuosa de $CuSO_4$ 0,24 M le agregamos 200 ml de agua, ¿cuál será la nueva molaridad de la solución?



Es fácil comprender (aunque es en realidad, una muy buena aproximación en este caso) que al realizar esta mezcla, el volumen de la solución diluida es 300 ml (que surge de sumar ambos volúmenes). En esta última solución, el agua provendrá del agregado realizado y también del agua ya presente en la solución concentrada; en cambio, el soluto ($CuSO_4$) sólo puede provenir de la solución concentrada. Es decir, la cantidad de soluto en ambas soluciones, la diluida y la concentrada, es la misma; la diferencia es que originalmente estaba sólo en 100 ml mientras que en la solución diluida estará disuelto en 300 ml. Precisamente, esa es la clave de todos los problemas de

diluciones: ***la cantidad de soluto (expresada en moles, gramos o en cualquier otra unidad que se nos ocurra) será la misma (aunque obviamente la concentración de la solución diluida deberá ser menor que la de la concentrada ya que esa cantidad de soluto está en una cantidad mayor de solvente y, por ende, de solución).*** Aprovechando que las soluciones acuosas de $CuSO_4$ (un clásico funguicida que suele aún agregarse a las piletas de natación) son de color celeste que se intensifica con la concentración, en la figura se ha dejado prueba del cambio de concentración haciendo "más clara" la coloración de la solución final.

Con eso en mente, la resolución del problema es bastante sencilla:

a) Cálculo de la cantidad de soluto en la solución concentrada (SC) que se diluye

1000 ml SC --------------- 0,24 moles de $CuSO_4$

100 ml SC --------------- x= 0,024 moles de $CuSO_4$

b) Los moles de soluto de la solución concentrada también estarán en la solución diluida (SD)

c) Cálculo de la concentración de la solución diluida

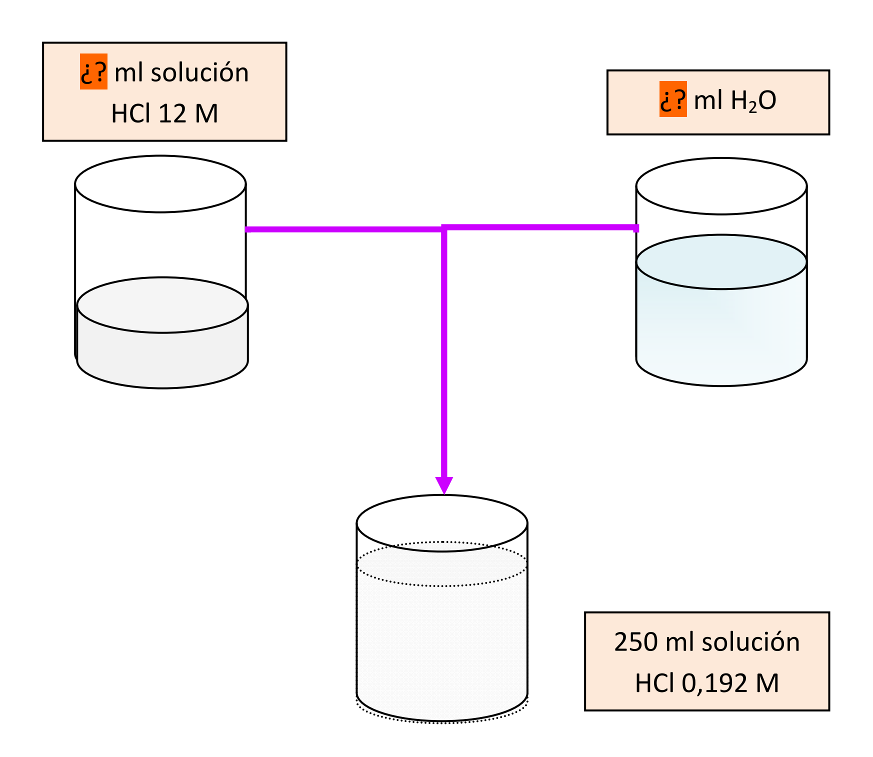
300 ml SD --------------- 0,024 moles de $CuSO_4$

1000 ml SD --------------- x= 0,080 moles de $CuSO_4$

La solución final es 0,080 M. Comprobá que la SD es de menor concentración que la SC.

Resolveremos ahora una situación diferente en la cual nos interesa conocer cuánto debería diluirse una solución para poder obtener cierta cantidad de otra solución. Por ejemplo, supongamos que necesitamos preparar 250 ml de una solución acuosa 0,192 M de HCl y que contamos para ello con una

solución acuosa de HCl 12 M. ¿Qué volumen de esta última solución deberíamos diluir para poder obtener la solución de interés? Te recomendamos que hagas una representación semejante a la que realizamos en el problema anterior y que asignes los datos e incógnitas a cada componente del proceso (es decir, rellenes los cuadritos asignados a cada solución). Las soluciones de HCl NO tienen color pero si te resulta útil, puedes considerar de un color más intenso la solución concentrada que la diluida. En la figura siguiente YA hemos realizado esa operación.



Resulta claro de la figura que ahora no conocemos los datos sobre las soluciones que mezclamos. No obstante, la clave para resolver el problema es que la cantidad de soluto presente en la solución concentrada DEBE ser la misma que en la solución diluida. Para resolver el problema haremos lo siguiente:

a) Cálculo de la cantidad de soluto en la solución diluida (SD) que queremos preparar

1000 ml SD --------------- 0,192 moles de HCl

250 ml SD --------------- x= 0,048 moles de HCl

b) Necesitaremos tomar un volumen de la solución concentrada que contenga esos moles de soluto (***redefiní el problema, redactando lo que resta hacer***)

c) Cálculo del volumen de la solución concentrada

12 moles de HCl -------------- 1000 ml SC

0,048 moles de HCl -------------- x= 4,0 ml de SC

Es decir, debemos tomar 4,0 ml de la solución concentrada para tener la cantidad de soluto necesaria que debe estar presente en el volumen de solución diluida que prepararemos. Esos 4,0 ml deberán diluirse HASTA 250 ml y para ello debemos agregar agua; suponiendo (tal cual lo haremos siempre) que los volúmenes simplemente pueden sumarse, deberemos agregar 246 (250-4) ml de agua.

Intenta ahora con el siguiente problema: ¿Cuál sería el volumen de solución acuosa 0,55 M de H_2SO_4 que podría prepararse por dilución de 20 ml de solución acuosa de H_2SO_4 3,50 M? Te proponemos que sigas los siguientes pasos y que luego del primero, redactes nuevamente el problema aún pendiente:

a) Calcular el número de moles de soluto en la solución concentrada.

b) Calcular el volumen de solución diluida que puede prepararse con los moles de soluto disponibles.

Los problemas podrían complicarse si las unidades de concentración que se usan para las soluciones diluida y concentrada fueran diferentes, pero sólo requiere mayor cuidado y algo más de trabajo. Intentá hacer el que sigue para el cual también te vamos a proponer pasos sucesivos (luego de cada uno, redactá nuevamente el problema que aún resta resolver).

¿Cuál sería la concentración molar de una solución de HNO_3 obtenida cuando se diluyen 5,0 ml de solución acuosa de HNO_3 63 % p/p y densidad 1,41 g/ml, hasta un volumen final de 250 ml? Pasos sugeridos:

a) Calcular la masa de solución concentrada cuyo volumen es 5 ml

b) Calcule los g de soluto en la masa de solución obtenida en a)

c) Transformar los g de soluto en moles

d) Calcular la molaridad de la solución diluida considerando los moles obtenidos en c) y el volumen que se preparó de la solución final

Mezcla de soluciones de igual soluto

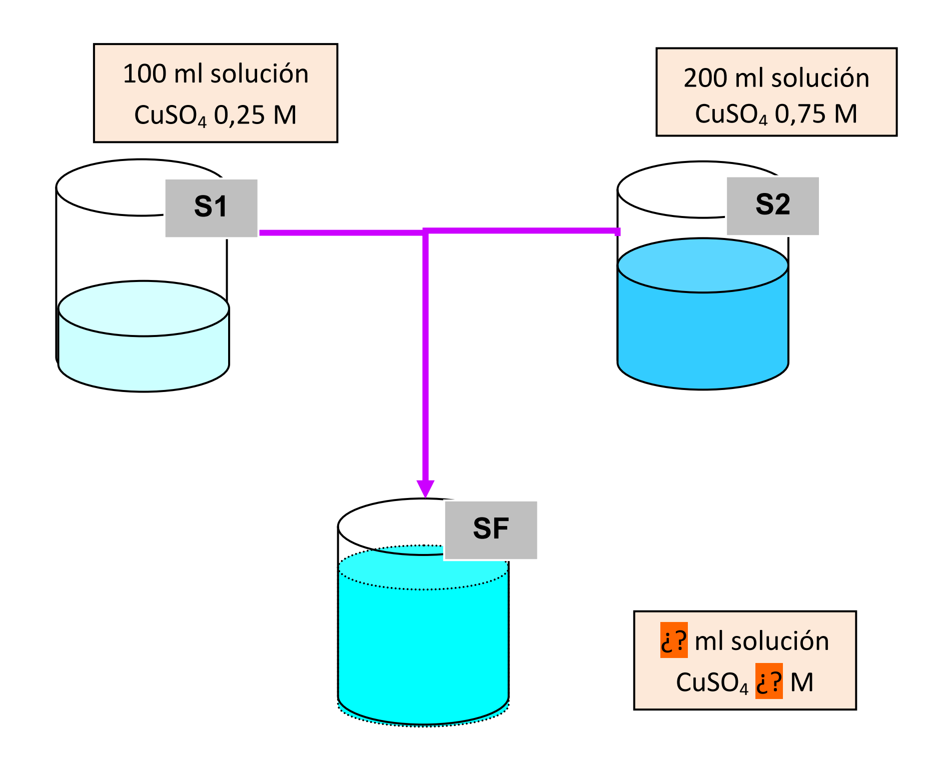
Una operación semejante a la dilución es la mezcla de soluciones de igual soluto que describiremos a continuación. La diferencia fundamental con la operación de dilución es que ahora las dos cosas que mezclamos aportarán no sólo solvente sino también soluto. Esto requiere ser algo más cuidadoso. Resolveremos un problema a continuación. También aquí será conveniente utilizar el esquema gráfico que hemos mostrado en los problemas de diluciones.

Por ejemplo, imaginemos que mezclamos 100 ml de solución acuosa de $CuSO_4$ 0,25 M con 200 ml de solución acuosa de $CuSO_4$ 0,75 M. ¿Cuál será la molaridad de la solución resultante?

En función de organizar la resolución, llamaremos soluciones 1 (S1) y 2 (S2) a las dos que se mezclan y solución final (SF) a la que se forma.

Nuevamente, lo más simple es saber que formaremos 300 ml de la SF.

Luego es conveniente organizar el cálculo del siguiente modo:



a) Calcular cuántos moles de soluto aporta la S1

1000 ml S1 --------------- 0,25 moles de $CuSO_4$

100 ml S1 --------------- x= 0,025 moles de $CuSO_4$l

b) Calcular cuántos moles de soluto aporta la S2

1000 ml S2 --------------- 0,75 moles de $CuSO_4$

200 ml S2 --------------- x= 0,150 moles de $CuSO_4$

c) Calcular cuántos moles de soluto habrá en la SF

En la solución que surja de mezclar S1 y S2 habrá una cantidad de moles igual a la suma de los moles provenientes de cada solución, es decir:

0,025 moles (aportados por S1) + 0,150 moles (aportados por S2) =

= 0,175 moles (en la SF)

d) Calcular la concentración molar de SF

Los 0,175 moles de soluto estarán contenidos en los 300 ml de SF, así:

300 ml SF --------------- 0,175 moles de $CuSO_4$

1000 ml S2 --------------- x= 0, 58 moles de $CuSO_4$

Es decir, la solución final es 0,58 M.

Es importante comprobar que la SF tiene una concentración comprendida entre las que tienen las dos soluciones que se mezclaron (0,58 M está comprendida entre 0,25 M y 0,75 M). ***ES IMPOSIBLE que la concentración esté fuera de ese rango***. Más aún, la concentración de SF estará más cercana a la de la solución que hemos mezclado en mayor cantidad (en este caso, S2).

Te sugerimos ahora que resuelvas los dos problemas siguientes. En ambos casos, damos una serie de pasos que puedes seguir (o no) para resolver los problemas. También sugerimos que intentes redefinir el problema redactándolo nuevamente cada vez que completes uno de los pasos.

Calcular cuál será la concentración en % p/v de una solución acuosa de sacarosa (PMR=342) que se mezcló con 200 ml de otra solución 0,17 M del mismo soluto, si se obtuvieron 450 ml de una nueva solución cuya concentración es 14,9 % p/p y densidad 1,12 g/ml.

Pasos sugeridos:

a) Realizá el esquema que represente la mezcla realizada poniendo datos e incógnitas.

b) Calculá los g de soluto presentes en los 200 ml de la solución 0,17 M (S1).

c) Calculá Las figuras le sugirieron a Pedro indicar que una sustancia pura no tenía discontinuidades aún al ultramicroscopio (que tenía una resolución apenas superior al tamaño molecular), significaba en definitiva que una sustancia pura sólo podría mostrar discontinuidades si pudiera observarse a escala molecular o atómica (como el microscopio de efecto túnel parece lograr) y distinguir directamente las moléculas o los átomos de cada sustancia.
los g de soluto presentes en la solución final (SF).

d) Calculá por diferencia los g de soluto aportados por la otra solución (S2) y el volumen de la misma.

e) Calculá la concentración de S2.

Calcular la concentración molar de una solución acuosa de ácido acético que se preparó mezclando 30 ml de solución 0,22 M con 55 ml de otra solución 0,41 M, ambas del mismo soluto, y a las que finalmente se le agregaron 85 ml de agua.

Pasos sugeridos:

a) Realizá el esquema que represente la mezcla realizada poniendo datos e incógnitas.

b) Calculá los moles de soluto presentes en los volúmenes de las dos soluciones que se mezclan (S1 y S2).

c) Calculá el volumen de la solución final (SF).

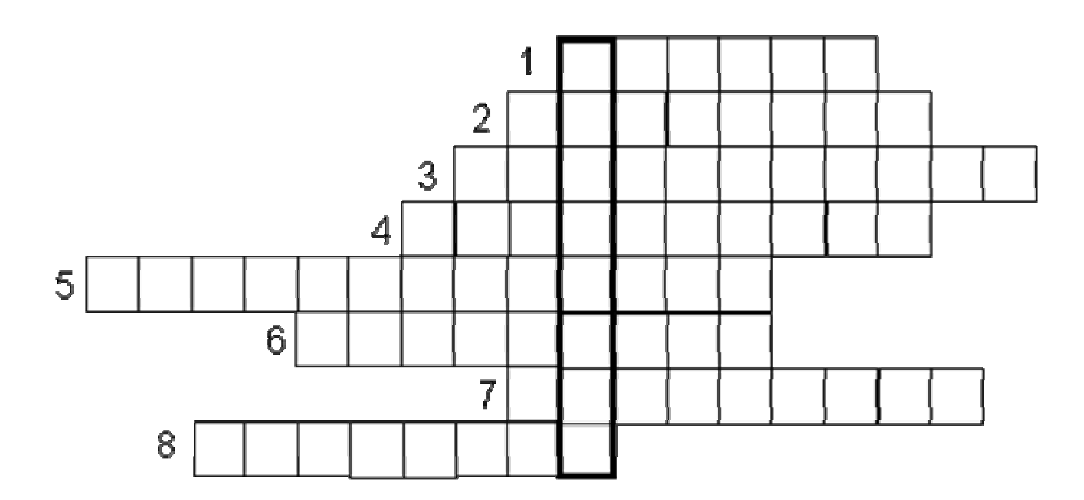
d) Calculá los moles de soluto presentes en la SF.

e) Calculá la concentración molar de SF.

A modo de repaso te proponemos que resuelvas algunos ejercicios relacionados con la temática de este capítulo.

EJERCICIOS PARA RESOLVER

1) Complete y encuentre la palabra dentro de la zona remarcada. Todas las consignas están relacionadas con las soluciones.



1. Componente que está en menor proporción en una solución.
2. Componente que contiene o disuelve al soluto en una solución. Cuando es agua se dice que la solución es acuosa.

3. Máxima cantidad de soluto que se puede disolver en una determinada cantidad de solvente (100 g) a una determinada temperatura.
4. Fenómeno que se produce cuando un solvente no puede admitir más soluto y se forma entonces una solución saturada.
5. Relación cuantitativa entre la cantidad de soluto y de solución. Se puede expresar en diferentes tipos de unidades: % p/p, % p/v, M, N, entre otras.
6. Moles de soluto que hay disueltos en 1000 mL de solución.
7. Moles de soluto que hay disueltos en 1000 g de agua.
8. Nombre que se le da al fenómeno que ocurre cuando se le agrega un volumen de agua a una solución.

2) Explique detalladamente como resolvería los siguientes problemas, sin hacer mención a ninguna de las cifras mencionadas en el enunciado. Enumere todos los pasos a seguir:

a) ¿Qué masa de urea ($CO(NH_2)_2$) tendrá que pesar para preparar 150 gr de una solución 15 %p/p, δsc=1,20 g/ml?

b) Usted posee un recipiente que contiene 3 litros de una solución de H_2SO_4 2 M. Indique qué volumen de la misma debería tomar para preparar 500 ml de una solución 0,015 M.

3) Se dispone de 500 ml de una solución de HNO_2 0,5 M a partir de la cual se desean preparar 200 ml de solución 0,05 M. Calcular:

a) los ml de solución 0,5 M que se deben medir

b) los ml de agua que se deben agregar

4) Se mezcla cierto volumen V1 de solución 0,2 M de $CuSO_4$ con otro volumen V2 de solución 0,6 M de $CuSO_4$. Si la solución resultante es 0,55 M:

a) Indique la respuesta correcta y justifique su elección:

V1> V2   V1 = V2   V1< V2

b) Calcule los volúmenes V1 y V2.

5) Se mezclan 100 ml de solución de $NiSO_4$ 0,2 M con 250 ml de solución de la misma sal 0,8 M. Calcule la molaridad de la solución resultante.

6) Se mezclaron 200 ml de una solución 0,3 M de KNO_3 con igual volumen de otra 0,6 M del mismo soluto. Pedro hizo los cálculos de la concentración de la solución resultante y encontró que es 0,9 M. Pedro cometió un error muy grave. Realizá los cálculos y encontrá el error de Pedro.

7) Indique cómo prepararía 500 ml de una solución de $CaCl_2$ que tenga una concentración de 25 mg de Ca^{+2} por ml, a partir de una solución más concentrada, 1,5 M del mismo soluto.

Pedro aprende sobre los fertilizantes fluidos

Luego de leer y estudiar el capítulo de soluciones de su libro de cabecera de Química, y de resolver los ejercicios propuestos, Pedro, recurriendo a libros de aplicaciones agronómicas, decidió investigar más sobre los diferentes tipos de fertilizantes fluidos, entre los Cuáles se encontraban también las soluciones de fertilizantes. Y encontró la información que se detalla a continuación.

Fertilizantes fluidos

Los fertilizantes fluidos se comenzaron a comercializar en Argentina en la década del 80 y dicha comercialización fue acompañada por la industria de maquinaria agrícola, apareciendo en el mercado máquinas con elementos de aplicación adaptados a fertilizantes líquidos, ya sea en sembradoras, pulverizadoras, entre otras. El uso de fertilizantes líquidos no requiere de alta tecnología, no mayor que la necesaria para el manipuleo a granel de

fertilizantes sólidos granulados. Se los clasifica en SUSPENSIONES y SOLUCIONES.

Los fertilizantes fluidos en general se caracterizan por poseer determinadas propiedades como ser:
- el ***grado***, que se evalúa igual que para los sólidos (N-P-K)
- la ***densidad*** puede da una idea de la cantidad total de nutrientes, ya que es proporcional a la concentración de los mismos en el volumen de fertilizante.
- la ***acidez***, da una idea de la relación N/P_2O_5
- la ***viscosidad*** que es la resistencia del fluido al escurrimiento a una determinada temperatura y da idea del tamaño y dimensiones del sistema de transporte por tuberías
- ***temperatura de cristalización***, que es la temperatura a la cual cristaliza o precipita algún componente (generalmente una sal) de la solución del fertilizante
- ***grado de limpieza o claridad***, da idea de la calidad de la solución
- ***tamaño y forma de los cristales***, resulta importante porque su crecimiento puede causar serios problemas de taponamiento en tuberías y sistemas de aplicación
- ***sedimentación de cristales***, es importante en las suspensiones que deben ser homogéneas y en las que los cristales deben permanecer en suspensión, no debiendo ésta superar el 2% del volumen
- ***sinéresis***, es la separación irregular de la suspensión en dos fases, no inhabilita al fertilizante para su uso, pero requiere de una nueva homogeneización antes de la aplicación.

Suspensiones. Se definen como fertilizantes fluidos que tienen los nutrientes sólidos dispersos en una fase líquida. Son soluciones saturadas con presencia de nutrientes sólidos mantenidos en suspensión por un agente suspensor o gelificante, como alguna arcilla del tipo bentonita. Estas arcillas forman un gel viscoso aunque fluido, manteniendo en suspensión los sólidos en la solución

saturada, en un porcentaje de sólidos suspendidos entre 10 y 40% del peso total.

La suspensión más común se produce a partir de di y mono hidrógeno fosfato de amonio, con grados que van desde 8-24-0 a 12-36-0, según la cantidad de impurezas (F, Ca, Al, Fe, MgO) contenidas en el producto.

Las suspensiones, en comparación con las mezclas físicas sólidas, tienen la ventaja de proveer ingredientes más económicos, multinutrientes y proveer grados más altos. Con respecto a las soluciones, posee la desventaja que no son aptas para mezclarse con herbicidas, ya que la arcilla gelificante desactiva algunos principios activos como el glifosato.

Soluciones. En este tipo de fertilizantes, el compuesto que aporta el elemento esencial debe estar soluble en agua.

Una variable importante de un fertilizante líquido, es la ***solubilidad*** del agente activo (sustancia que aporta el elemento o nutriente esencial) en el agua.

Los fertilizantes complejos se clasifican en: *fertilizantes* propiamente dichos, que se usan en forma directa en suelo, fertilizantes para *fertirriego* cuando suponen una solubilidad adecuada; y los *foliares*, cuando además de la solubilidad presentan ausencia de daño a los tejidos superiores de las plantas.

La industria de fertilizantes fluidos estuvo originalmente basada en ***soluciones saturadas*** de nutrientes, pero éstas compiten en eficiencia con las mezclas físicas de fertilizantes sólidos granulados, ya que ocurren los siguientes procesos:

1) Los ingredientes necesarios son más costosos y los grados (N-P-K) logrados resultan más bajos para lograr mantener los nutrientes en solución.
2) Si se trata de mantener el contenido del nutriente cerca del límite de saturación, surgen problemas de sedimentación cuando disminuye la

temperatura, lo que ocasiona taponamiento de tuberías, bombas y picos pulverizadores.

El UAN (urea-nitrato de amonio) es la ***solución nitrogenada*** más popular y contiene entre 28 y 32% de N; aproximadamente la mitad del N proviene del NH_4NO_3 y la otra mitad de la urea. La solución 32-0-0 contiene 44,3% de NH_4NO_3, 35,4% de urea y 20,3% de agua; posee una densidad de 1,33 g/mL y cristaliza a 0ºC.

La Tabla muestra la solubilidad en gramos/litro de agua de diferentes fertilizantes.

Solubilidad (g/l agua) de varios fertilizantes.

	Solubilidad g / l					
Fertilizante / Temperatura (C˚)	5	10	20	25	30	40
Nitrato de potasio	133	170	209	316	370	458
Nitrato de amonio	1183	1510	1920	.	.	.
Sulfato de amonio	710	730	750	.	.	.
Nitrato de calcio	1020	1130	1290	.	.	.
Nitrato de magnesio	680	690	710	720	.	.
Dihidrógeno fosfato de amonio	250	295	374	410	464	567
Dihidrógeno fostato de potasio	110	180	230	250	300	340
Cloruro de potasio	229	238	255	264	275	.
Sulfato de potasio	80	90	111	120	.	.
Urea	780	850	1060	1200	.	.

Prystupa P. (2007).

EJERCICIOS DE APLICACIÓN AGRONÓMICA

1) El Nitrógeno es el principal nutriente que debe considerarse en la provisión por el riego, es el más fácil de manejar en fertirriego ya que hay muchas

fuentes solubles y baratas. Las concentraciones más frecuentemente mencionadas como óptimas en la solución de suelo, son 200 a 250 ppm (mg/L) de N. Comenzando el ciclo de cultivo con concentraciones menores a 100 ppm, éstas se incrementan a medida que el cultivo crece, entra en floración y producción hasta 250 ppm según los niveles de extracción. Este aumento se debe al aumento en las tasas de absorción del cultivo a medida que este crece y se desarrolla. Lo más común es suministrar el nitrógeno como nitrato de potasio, de calcio y de magnesio.

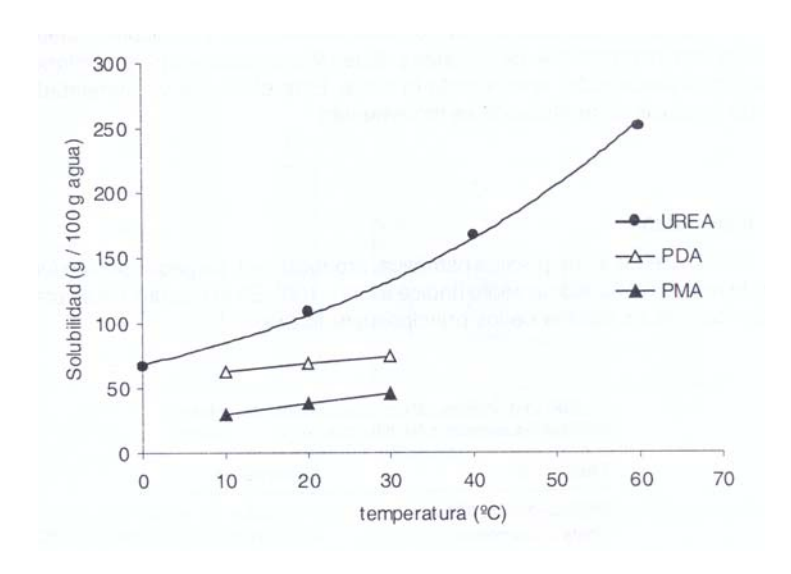
a) Calcule las concentraciones en ppm de las soluciones preparadas con cada una de las 3 sales que aseguren 250 ppm de N en cada una.
b) Calcular la Molaridad, Normalidad y % p/v de cada una de las soluciones.

2) El nitrato de amonio es quizá el fertilizante más popular para fertirriego. La concentración a emplear de este abono en el agua de riego debe ser como máximo de 1 g/L (1 kg/m^3). Si la solución stock que usted le compra al proveedor es 0,5 M, ¿qué volumen debe tomar de esta solución stock y qué cantidad de agua debe agregar para preparar la solución de fertirriego?

3) El tiosulfato de amonio, $(NH_4)_2S_2O_3$ es un fertilizante líquido de aplicación directa en suelo o apto para fertirriego. Tiene una composición porcentual de 12% p/v de nitrógeno y 26% p/v de azufre. Se desean fertilizar 120 hectáreas maíz con este fertilizante y se estima un rendimiento de maíz de 10 tn/ha. El requerimiento de nitrógeno y de azufre del maíz es en promedio de 20 y 4 kg/tn, respectivamente.

a) ¿Qué volumen de producto necesito para cubrir las necesidades de azufre?
b) ¿Cuántos kg N me aporta ese volumen de producto? Alcanza el fertilizante para cubrir las necesidades de nitrógeno?
c) Evidentemente es un fertilizante usado para compensar las deficiencias de azufre, ya que aporta más S que N. ¿Qué se debería hacer para cubrir las necesidades de nitrógeno? Explique.


4) Dado el Gráfico de Solubilidad de la Figura:



Valores de solubilidad en función de la temperatura para urea, PDA (fosfato diamónico) y PMA (fosfato monoamónico). Prystupa P. (2007).

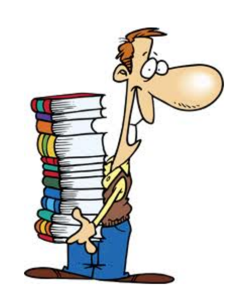
a) Indique cuál de los tres fertilizantes es más soluble en agua?
b) ¿Cuál es la solubilidad de cada fertilizante a 20°C? Escriba el valor con sus unidades.
c) Se necesita para fertilizar preparar una solución de urea 50% p/p. La solución se prepara un día de verano con 30°C. Cómo es la solución desde el punto de vista de la solubilidad: saturada, no-saturada o sobresaturada? Justifique mediante cálculos.
d) ¿Qué ocurre con dicha solución si se disminuye la temperatura a 5°C en un día de invierno de mucho frío? Explique.

5) a) Construya la Curva de Solubilidad del fertilizante fosfato mono amónico (PMA) que bajo la nomenclatura IUPAC es dihidrógeno fosfato de amonio utilizando los valores de la Tabla.
b) Se cuenta con 450 g de este fertilizante. Si utiliza todo el fertilizante para preparar 1 litro de solución, cómo será dicha solución a 40 y a 15 ºC?

Qué ocurrirá con la solución a 15 ºC? Explique mediante cálculos haciendo uso del gráfico del ítem a).

6) El fertilizante tiosulfato de amonio, $(NH_4)_2S_2O_3$ descripto anteriormente, es un líquido claro que tiene una densidad de 1,33 kg/dm^3, usado para aplicación directa en suelo. No es apto para aplicación foliar pero sí para fertirriego bajo ciertas condiciones.
   a) Si la composición porcentual de este fertilizante es 12% p/v de nitrógeno amoniacal y 26% p/v de azufre, cuál es el % p/v de la solución?
   b) Calcular, usando el dato de la densidad, el % p/p de la solución.
   c) Calcular la Molaridad de la solución.
   d) Si la solubilidad a 20 ºC es 148 g/100 g agua, cómo es la solución: ¿saturada, no-saturada o sobresaturada? Justifique con cálculos.

BIBLIOGRAFÍA



Para seguir profundizando los temas...



Andrade Gamboa J.J. y Corso H.L. Pasaporte a la química universitaria. Fehér Offset. 1ra Edición.

Atkins P. y Jones L. Principios de Química. Editorial Médica Panamericana. 5ta Edición.

Brown T.L., LeMay H.E. y Bursten B.E. Química. Prentice Hall. 7ma Edición.

Chang R. Química. McGraw Hill. 6ta Edición

Eubanks L., Middlecamp C., Heltzel C. and Keller S. Chemistry in Context. Applying Chemistry to Society. McGraw-Hill Higher Education. 6th Edition.

Martínez J. y Donati E. Principios básicos de química. Edición de los autores. 1ra Edición.

Melgar R. y Camozzi M.E. 2002. Fertilizantes, enmiendas y productos nutricionales. Guía 2002. Proyecto Fertilizar. INTA. 2ª Edición.

Navarro Blaya S. y Navarro García G. 2003. Química Agrícola. Ediciones Mundi-Prensa. Madrid. España. 2ª Edición.

Petrucci R.H. y Harwood W.S. Química General. Prentice Hall. 7ma Edición.

Prystupa P. 2007. Tecnología de la fertilización de cultivos extensivos en la Región Pampeana. Editorial Facultad de Agronomía UBA. 1ª Edición.

QuimCom. Química en la Comunidad. Addison Wesley Iberoamericana S.A. 2da Edición.

Silberberg M. Química. La naturaleza molecular del cambio. McGraw Hill. 2da Edición.

Tedesco P.H. Introducción a la Química. Editorial de la Universidad Nacional de La Plata. 1ra Edición.

Umland J.B. y Bellama J.M. Química General. International Thomson Editores. 1ra Edición.

Witthen K.W. y Davis R.E. Química. Cengage. 8va Edición.

Zumdahl S. Fundamentos de Química. Mc Graw Hill. 1ra Edición.

La falta de una adecuada motivación para el estudio de la Química que presentan muchos alumnos que ingresan a la Universidad, es un ingrediente que junto a la escasez de contenidos específicos y de herramientas metodológicas adecuadas para garantizar el aprendizaje, resulta en una mezcla poco digerible, responsable de muchos sinsabores y de no pocas deserciones en el primer año de la Universidad. Enmarcado dentro de esa problemática, este libro aspira a constituir un pasaporte de amplio espectro, para facilitarle al ingresante un aprendizaje de la Química menos traumático y más eficiente. El libro hace hincapié en la motivación para el aprendizaje de la Química y simultáneamente trabaja las herramientas metodológicas encuadradas dentro del constructivismo utilizando los contenidos mínimos de Química. En cada capítulo se hace una introducción simple de algunos conceptos y con diferentes enfoques, de modo que puedan leerse en forma independiente y lograr diferentes canales de acceso a los distintos temas. Se decidió incluir el estudio de las magnitudes y unidades de medidas (Capítulo 1), los elementos y la materia (Capítulo 2), las fórmulas y nombres de las sustancias (Capítulo 3), la forma de cuantificar dichas sustancias (Capítulo 4) y el conocimiento y las técnicas de preparación de soluciones que las contengan.

Este libro está dirigido al Curso de Nivelación en Química y a la asignatura Química General e Inorgánica de la FCAyF y a través del Aula Virtual, puede constituir el hilo conductor de estudios a distancia previos al ingreso a la universidad. Podría ser utilizado en los cursos de Química de los colegios y otros cursos de nivelación de la UNLP. Creemos que este libro de Química, de simple lectura y motivador, cubre un espacio prácticamente no cubierto por la bibliografía existente y puede constituir una bisagra entre el nivel secundario y el universitario, priorizando la motivación hacia las carreras de Agronomía/Forestal a través de contenidos disciplinares elementales de Química específicos de la especialidad.

Deseamos que este libro sea una chispa que genere el interés de los alumnos en la Química ya no como una asignatura obligatoria del plan de estudio, sino como una herramienta para comprender el mundo que nos rodea permitiendo que nos parezca más accesible y más nuestro.